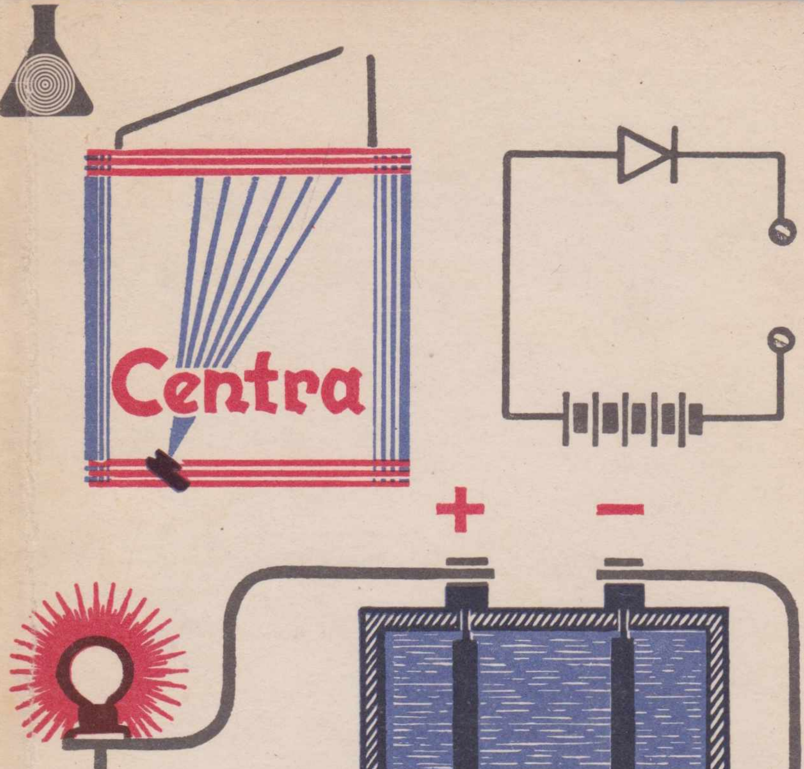


STEFAN SĘKOWSKI

ELEKTROCHEMIA DOMOWA

CHEMIA DLA CIEBIE

STEFAN SĘKOWSKI

ELEKTROCHEMIA DOMOWA

Wydanie czwarte zmienione

WARSZAWA 1987
WYDAWNICTWA SZKOLNE I PEDAGOGICZNE

Okładkę projektował
Zbysław Pisula

Ilustracje wykonali
Janusz Giżycki, Stanisław Kozaczyński
Katarzyna Potkańska-Malik

Redaktor
Michalina Jędraszko

Redaktor techniczny
Joanna Krawczykiewicz

Korektor
Ewa Giera

W wydaniu czwartym wprowadzono obowiązującą nomenklaturę związkó
chemicznych oraz nowy rozdział *O elektrolitycznym utlenieniu i skutkach*
akcji, jakie zachodzą na anodzie

ISBN 83-02-02936-X

Wydawnictwa Szkolne i Pedagogiczne
Warszawa 1987
Wydanie czwarte zmienione. Nakład 19 820+180 egz.
Arkuszy druk.: 13,5 wyd.: 8,2
Papier offset, kl. V, 70 g, 70 cm
Oddano do składania 1986. 01.28
Podpisano do druku: luty 1987 r.
Druk ukończono w marcu 1987 r.
Szczecińskie Zakłady Graficzne
Zam. nr 0191/11.10/86/I



ZAMIAST WSTĘPU

Dziś elektrochemia

Jak ten czas szybko leci, prawda? Wydaje się, że tak niedawno rozmawialiśmy o galwanotechnice, potem o ciekawych doświadczeniach chemicznych, następnie o klejach, wreszcie o tworzywach sztucznych i oto spotykamy się znowu już po raz piąty.

Zdziwił Cię pewnie, a może nawet trochę zaniepokoił tytuł tej

nowej książeczki — „Elektrochemia domowa". Przyznaję Ci całko-
wicie rację, że wyraz „elektrochemia" brzmi naprawdę poważnie
surowo, no i trochę nudnawo. Co prawda słowo ,,domowa" ratu-
je nieco sytuację, ale mimo wszystko niepokój nie rozwiał si
jeszcze całkowicie. Dlatego też dziwisz się zapewne, po co wkłada
łem czas i pracę w przygotowanie książeczki, poświęconej wedłu
Ciebie jakimś bliżej nieokreślonym nudnym sprawom.

Zapewniam Cię jednak, że w istocie wcale tak nie jest, zaś tema
tykę do książki wybrałeś Ty sam
Tak, tak, właśnie Ty, wcale nie ja
A że o tym nie pamiętasz, to wielk
szkoda. Muszę Ci to przypomnieć



Przeglądając Twoje i Twoich ko
legów bardzo liczne listy, na któr
odpowiadam już przeszło 20 la
stwierdziłem, że interesują Wa
prostowniki, akumulatory, chceci
budować ogniwa galwaniczne, pr
sicie o pomoc przy przeprowadz
niu różnego rodzaju procesów el
ktrolitycznych.

Jednym słowem, nawet może nie zdając sobie z tego spraw
interesujesz się elektrochemią. Właśnie elektrochemia, stojąca j
gdyby na pograniczu chemii i fizyki, jest działem nauki zajmuj
cym się reakcjami chemicznymi, które powodują powstawanie prą
elektrycznego oraz reakcjami wywołanymi działaniem tego prąd

Oczywiście nie mam zamiaru pisać podręcznika elektrochem
Po prostu na podstawie Twoich licznych pytań zawartych w lista
postanowiłem zebrać nieco ważniejszych przepisów, wskazów
i rad z dziedziny elektrochemii praktycznej.



Porozmawiamy więc sobie o różnego rodzaju ogniwach galwanicznych, akumulatorach, prostownikach, o ich działaniu i konserwacji, a nawet spróbujemy niektóre z nich wspólnie wykonać. Przy okazji będziesz mógł oczywiście przeprowadzić wiele ciekawych i efektownych doświadczeń, związanych z przepływem prądu elektrycznego przez różne roztwory.

Czystej teorii starałem się unikać, gdyż wiem, że jesteś przede wszystkim zamiłowanym eksperymentatorem. Nie oznacza to jednak, iż książeczka ta stanowi tylko zbiór przepisów — jak to ja nazywam — kuchennych. Każda przesada jest zła. Nie można wykonywać doświadczeń „w ciemno", czyli nie mając zielonego pojęcia, co to się właściwie dzieje.

I jeszcze jedna ważna sprawa. Przypuszczam, że masz już trochę doświadczenia i wiesz, jak się posługiwać probówką czy palnikiem. Tym razem będziesz miał do czynienia przede wszystkim z prądem elektrycznym, pamiętaj więc, że napięcie w sieci oświetleniowej wynosi 220 V i jest najzupełniej wystarczające do śmiertelnego porażenia. Nie mam bynajmniej zamiaru Cię straszyć, ale musisz mi obiecać, że będziesz pracował ostrożnie, przestrzegając podawanych przeze mnie wskazówek.

Dlatego więc do doświadczeń jako źródła prądu używać będziemy akumulatora, baterii, ogniwa lub prostownika, ale zasilanego prądem o obniżonym napięciu.



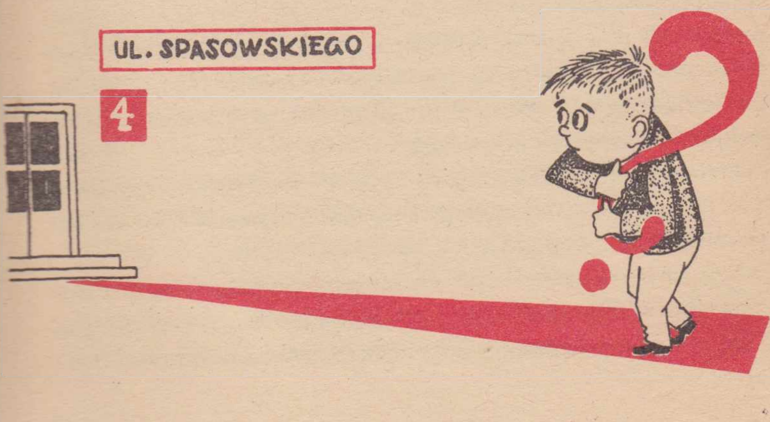
A teraz moja osobista gorąca prośba. Pracuj i eksperymentuj tak, aby domownicy nie wnosili pretensji (oczywiście mam na myśli pretensje uzasadnione). Speł-

niając moje zalecenia, udowodnimy otoczeniu, że doświadczenia chemiczne nie muszą powodować plam, dziur, oparzeń, pożarów i trujących wyziewów.

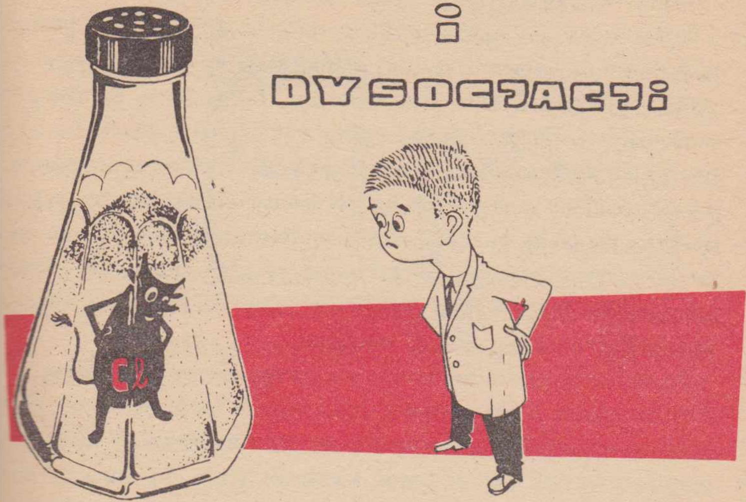
Niestety, do ugruntowania takiej opinii przyczynili się walnie Twoi liczni nierozważni i niestaranni koledzy.

I jeszcze — na zakończenie — jedna sprawa.

Możliwe, że niektóre opisy lub doświadczenia wydadzą Ci się niezrozumiałe. Prawdopodobnie w czasie czytania i eksperymentowania wyłoni się niejedna trudność. Nie wstydź się wówczas, sięgnij po podręcznik fizyki, chemii lub odpowiedni tom encyklopedii. Gdy i to nie pomoże, to podziel się swym zmartwieniem z Działem Łączności z Czytelnikami, pisząc na adres miesięcznika „Młody Technik", 00-950 Warszawa ul. Spasowskiego 4.



O wodzie, prądzie i dysocjacji



W jednym ze swoich listów pytałeś mnie, dlaczego jedząc sól kamienną, czyli **chlorek sodu NaCl**, nie ulegamy zatruciu. Przecież w skład cząsteczki soli kamiennej wchodzi nadzwyczaj toksyczny, czyli szkodliwy dla zdrowia gaz — chlor. W tym samym liście dodałeś jeszcze — że po rozpuszczeniu chlorku sodu w wodzie następuje przecież rozpad cząsteczki NaCl, a pomimo to roztwory soli nie są trujące.

W tym rozumowaniu popełniłeś jeden, ale za to bardzo poważny błąd. Pomyliłeś bowiem obojętne atomy z jonami i...
Ale stop. Nie będziemy przecież zaczynać od teoretycznego

wykładu. Niech doświadczenia same dadzą nam prawdziwą odpowiedź.

Znów więc zabieramy się do roboty.

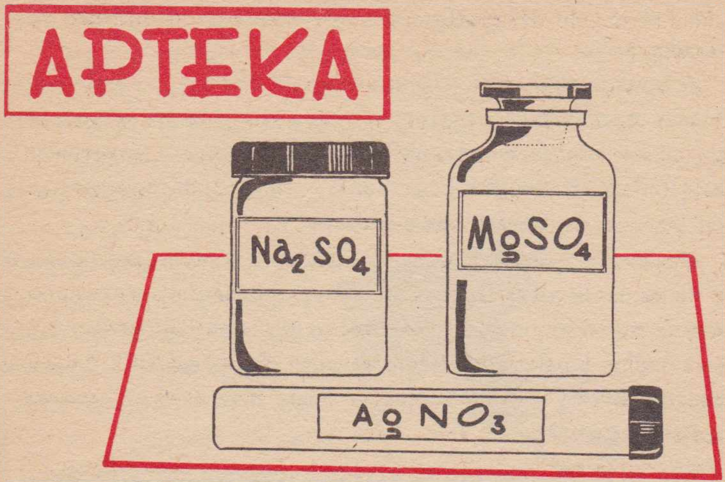
Nałóż do małej parowniczki porcelanowej lub małej kolbki szklanej mniej więcej pół łyżki wapna gaszonego o konsystencji gęstej śmietany. Z kolei do „śmietany" tej dodawaj bardzo powoli małymi porcjami **kwas solny HCl** (jeśli możesz, to weź jak najbardziej stężony) i całość mieszaj szklanym pręcikiem. Już po dodaniu pierwszych kropli kwasu zobaczysz, że wapno poczyna się jakby burzyć i równocześnie silnie rozgrzewać, tak że aż zaczyna parować. Przerywasz wtedy dodawanie kwasu solnego, mieszasz wapno pręcikiem, chwilkę czekasz i znowu dodajesz kwas solny małymi porcjami.

Po dodaniu pełnej probówki stężonego kwasu, zauważysz, że zniknął gdzieś biały „krem", czyli wapno gaszone, a na jego miejsce w parowniczce pojawiła się żółtawa ciecz. W tym momencie przestań już dodawać kwas solny.

Kwas solny dlatego trzeba dodawać powoli, małymi porcjami i stale mieszać, aby uchwycić ten moment, gdy cała zawartość parowniczki zamieni się w ciecz. Jeśli użyjesz wapna gaszonego technicznego (takiego z budowy), to mimo że całość pod wpływem kwasu też zamieni się w żółtawą ciecz, jednak na dnie parowniczki pozostanie zawsze pewna ilość zanieczyszczeń w postaci ciemnego, nierozpuszczalnego osadu. Dlatego też otrzymaną po ostudzeniu żółtą ciecz przefiltruj, sącząc przez bibułę, a nierozpuszczalny osad wyrzuć.

Żółtawa ciecz, którą otrzymałeś, jest wodnym roztworem **chlorku wapnia $CaCl_2$**. A oto reakcja, którą przeprowadziłeś w swojej parowniczce:

$$Ca(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$



Teraz w czterech czystych probówkach napełnionych do 1/3 wodą rozpuść po około 1 g:

— w pierwszej — siarczanu sodu, czyli tzw. soli glauberskiej Na_2SO_4;

— w drugiej — siarczanu magnezu, czyli tzw. soli gorzkiej $MgSO_4$;

— w trzeciej — siarczanu miedzi(II) $CuSO_4$;

— w czwartej — kwasu siarkowego H_2SO_4.

W tym miejscu przypominam, że zarówno sól glauberska, jak też i sól gorzka są często stosowane w lecznictwie, a więc nabędziesz je bez trudu w aptece.

Aby przyspieszyć rozpuszczanie się wymienionych trzech soli, probówki możesz lekko ogrzać lub użyć od razu ciepłej wody. Następnie cztery probówki z ciepłymi roztworami wstaw do zlewki lub słoika z zimną wodą, a po ostudzeniu wyjmij je,

wstrząśnij i umieść w stojaczku do probówek. Pod każdą probówkę połóż karteczkę z wypisanym wzorem.

A teraz uwaga — do każdej probówki dodawaj po kilkanaście kropli otrzymanego poprzednio roztworu chlorku wapnia. Już po chwili zaobserwujesz we wszystkich czterech probówkach zmętnienie klarownych poprzednio cieczy, a następnie strącanie się na dno drobnego, białego osadu.

Gdyby te białe osady otrzymane w czterech probówkach z różnymi cieczami osobno odsączyć, dokładnie przemyć i wysuszyć, a potem porównać ze sobą, to okazałoby się, że wszystkie są zupełnie do siebie podobne. Analiza chemiczna tych czterech osadów byłaby jednobrzmiąca — biały osad jest **siarczanem wapnia $CaSO_4$**.

Pomyśl teraz, dlaczego to używając czterech różnych roztworów otrzymałeś za każdym razem jeden i ten sam związek — **siarczan wapnia $CaSO_4$**. Aby wyjaśnić tę zagadkę, napisz najpierw wzory chemiczne związków, jakie znajdowały się w Twoich probówkach:

$$Na_2SO_4$$
$$MgSO_4$$
$$CuSO_4$$
$$H_2SO_4$$

W tych wzorach natychmiast dostrzeżesz pewną analogię, a mianowicie to, że posiadają one wspólną część wzoru — SO_4. Ta część nazywa się **resztą kwasową.** A przecież otrzymany biały osad posiada wzór $CaSO_4$, a więc również i tu występuje ta sama reszta kwasowa SO_4.

Aby teraz wszystko to wyjaśnić, napisz reakcje, jakie zaszły w poszczególnych probówkach:

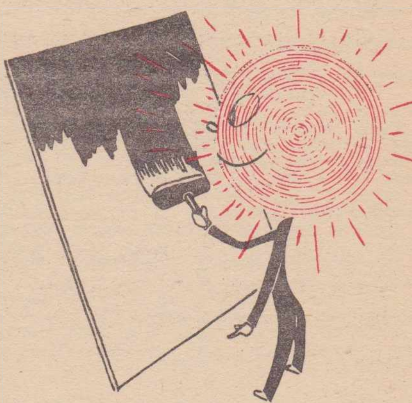
1) $Na_2SO_4 + CaCl_2 \rightarrow CaSO_4\downarrow^* + 2NaCl$

2) $MgSO_4 + CaCl_2 \rightarrow CaSO_4\downarrow + MgCl_2$

3) $CuSO_4 + CaCl_2 \rightarrow CaSO_4\downarrow + CuCl_2$

4) $H_2SO_4 + CaCl_2 \rightarrow CaSO_4\downarrow + 2HCl$

Z reakcji tych widzisz, że we wszystkich przypadkach metal **wapń Ca**, opuszczając swojego partnera — chlor Cl, łączył się z resztą kwasową SO_4, zupełnie niezależnie od tego, jaki rodzaj atomów był z nią poprzednio związany. W rezultacie we wszystkich przypadkach otrzymałeś dokładnie ten sam związek — **siarczan wapnia $CaSO_4$**.



Teraz przychodzi kolej na następne doświadczenie.

W probówce napełnionej do 1/3 wodą rozpuścić 2—3 kryształki **azotanu srebra $AgNO_3$** (tzw. lapis, można go kupić w aptece). Zobaczysz, że po rozpuszczeniu się kryształków roztwór nie będzie klarowny, lecz mniej lub bardziej opalizująco mleczny. Wobec tego roztwór azotanu srebra przesącz przez bibułę do suchej i czystej probówki. Jeżeli do rozpuszczenia $AgNO_3$ użyjesz wody destylowanej, otrzymasz roztwór klarowny. Potem do trzech innych suchych i czystych probówek

---

* Strzałka skierowana w dół informuje, że dany związek wytrąca się jako nierozpuszczalny osad.

nalej po 1/3 wody. Do pierwszej wrzuć kilka kryształków soli kamiennej (NaCl), do drugiej wlej kilka kropli **kwasu solnego HCl**, a do trzeciej parę kropli otrzymanego poprzednio **chlorku wapnia $CaCl_2$**.

Probówki z wymienionymi roztworami umieść w stojaczku i dodaj do każdej z nich po 4—5 kropli roztworu **azotanu srebra $AgNO_3$**.

Widzisz?

We wszystkich probówkach natychmiast strąca się taki sam, biały serowaty osad. Aby upewnić się, czy osady te są rzeczywiście jednakowe, odsącz je osobno i jeszcze mokre połóż wraz z sączkami w słońcu lub pod silną żarówką. Po kilku minutach zauważysz ciemnienie wszystkich osadów, które poczną przybierać barwę niebieską, fioletową, a nareszcie czarną. Możliwe, iż barwę tę przybierze również miejscami i skóra na Twoich rękach, jeśli nie dość uważnie pracowałeś. Nie jest to jednak nic groźnego.

Ponieważ własności czernienia pod wpływem światła posiada chlorek **srebra AgCl**, możesz więc być pewien, że biały osad otrzymany w trzech probówkach jest tą samą substancją — chlorkiem srebra.

A oto wzory tych reakcji:

1) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$
2) $HCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$
3) $CaCl_2 + 2AgNO_3 \rightarrow 2AgCl\downarrow + Ca(NO_3)_2$

Podobnie jak i w pierwszym doświadczeniu wapń, łącząc się z resztą kwasową SO_4 poszczególnych związków, dawał zawsze ten sam osad **siarczanu wapnia $CaSO_4$**, tak i w tym przy-

padku **srebro Ag**, opuszczając swoją resztę kwasową NO_3 i łącząc się z resztą kwasową Cl poszczególnych związków, daje zawsze ten sam osad **chlorku srebra AgCl.**

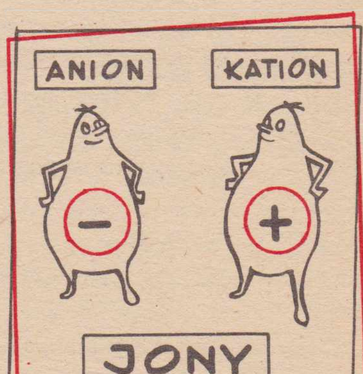
Widzę, że jako baczny obserwator, masz wątpliwości i chcesz zadać jakieś pytanie. A więc słucham.

Pytasz, dlaczego to w naszych doświadczeniach wapń łączył się z resztą kwasową SO_4, a srebro z resztą kwasową Cl !

Interesuje Cię konsekwencja, z jaką jedne związki podczas rozpuszczania się dzielą, inne zaś powstają, więc pytasz, co nimi w tej działalności powoduje?

Pytanie to jest zupełnie słuszne i uzasadnione. Jednak aby udzielić na nie odpowiedzi, muszę najpierw wyjaśnić Ci rolę wody, w której rozpuszczamy związki do naszych doświadczeń.

Otóż woda posiada przedziwną zdolność rozbijania, jakby rozrywania rozpuszczających się w niej ciał. Gdy na przykład do wody wrzucisz kryształek soli kamiennej (NaCl), to pocznie się on rozpuszczać, ale jednocześnie jego cząsteczki pod wpływem wody zaczną się rozpadać na swobodnie poruszające się atomy sodu z ładunkiem dodatnim Na^+ i atomy chloru z ładunkiem ujemnym Cl^-. Takie atomy lub grupy atomów obdarzone ładunkiem elektrycznym nazywamy **jonami** (z greckiego jon — idący). Ponieważ podczas przepuszczania prądu elektrycznego przez taki roz-



twór jon sodu obdarzony elektrycznym ładunkiem dodatnim przyciągany jest do bieguna ujemnego — katody, stąd ogólna nazwa dla jonów dodatnich — **kationy**.

W tych samych warunkach wskutek przepływu prądu elektrycznego jon chloru, obdarzony elektrycznym ładunkiem ujemnym, podąża do bieguna dodatniego — anody, stąd ogólna nazwa dla jonów ujemnych — **aniony**.

Tu musisz dokładnie zrozumieć i zapamiętać, że np. atom chloru Cl jest zupełnie czymś innym i odrębnym niż jon Cl^-, a to właśnie dzięki swej obojętności, czyli wskutek braku ładunku elektrycznego.

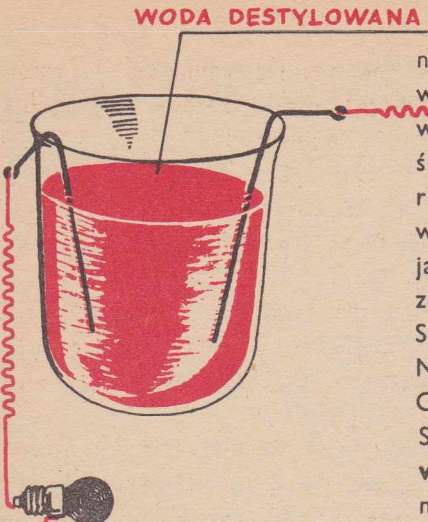
Pytasz więc dalej, skąd się biorą ładunki elektryczne, skoro omawiana cząsteczka soli kamiennej ich nie posiada, gdyż jest tworem elektrycznie obojętnym. Otóż kryształy soli kamiennej NaCl zbudowane są z obdarzonych dodatnim ładunkiem elektrycznym jonów sodu Na^+ i ujemnym ładunkiem elektrycznym—jonów Cl^-. Działanie wody na kryształy soli kamiennej polega na ich rozpuszczaniu, czemu towarzyszy ,,uwalnianie,, kationów Na^+ i anionów Cl^-, które od tej chwili mogą się swobodnie poruszać.

Działanie takie, w którego wyniku z obojętnych atomów powstają jony, zwiemy **dysocjacją elektrolityczną.**

Warto zapamiętać, że w związkach nieorganicznych rozpuszczalność w wodzie idzie zazwyczaj w parze z dysocjacją. Im większa jest rozpuszczalność danego związku w wodzie, tym więcej w roztworze takim znajduje się anionów i kationów.

Teraz dopiero mogę udzielić Ci odpowiedzi na Twoje pytanie.

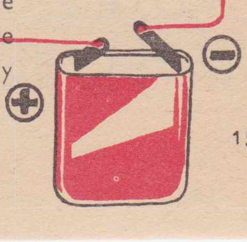
Otóż jednym z najogólniejszych praw rządzących reakcjami chemicznymi w roztworach jest to, że z dowolnie wielkiej mieszaniny różnych jonów zawsze powstaje taki związek, który jest



najmniej rozpuszczalny, a więc i najmniej zdysocjowany. Przykład tego mieliśmy, gdy do roztworu chlorku wapnia dolewałeś różne wodne roztwory, zawierające obok innych kationów, zawsze ten sam anion, SO_4^{2-}. Z mieszaniny jonów Na^+, Ca^{2+}, Cl^-, SO_4^{2-} jon Ca^{2+} połączy się z jonem SO_4^{2-} tworząc **siarczan wapnia $CaSO_4$**, który jako najmniej dysocjujący w roztworze wodnym wytrąci się w postaci osadu. Podobnie, gdy w jakiejkolwiek mieszaninie jonów znajdą się kationy srebra Ag^+ i aniony Cl^-, natychmiast się połączą, dając biały, nierozpuszczalny w wodzie osad AgCl, ciemniejący pod wpływem światła.

Na tym właśnie fakcie tworzenia się nierozpuszczalnych osadów opiera się najprostsza metoda analizy chemicznej. Przykładowo: jeśli chcesz zbadać, czy dany stop zawiera srebro, to jego próbkę roztwarzasz w kwasie azotowym i do roztworu tego dodajesz związek zawierający anion Cl^- (np. HCl). W razie obecności srebra w badanym stopie, natychmiast strąci się biały, nierozpuszczalny osad **chlorku srebra AgCl.**

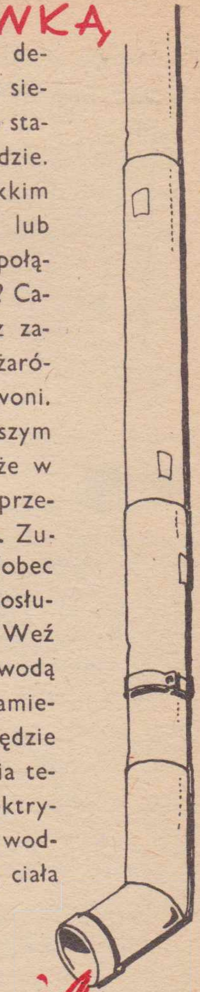
Aby trochę bliżej zapoznać się z ciekawym i ważnym zjawiskiem dysocjacji, proponuję Ci teraz wykonanie takiego oto doświadczenia. Do zupełnie czystej małej zlewki wlej ok. 50 cm³ wody



DESZCZÓWKĄ

destylowanej lub w ostateczności świeżej deszczówki. Na ściankach zlewki naprzeciwko siebie zawieś dwa czyste druciki miedziane lub stalowe tak, aby ich końce zanurzone były w wodzie.

Z kolei górne końce drucików połącz miękkim przewodem z 4,5 V bateryjką i żaróweczką lub dzwonkiem. Sposób, w jaki należy wykonać połączenie, podaję Ci na rysunku na. s. 15. No i cóż? Cały układ zmontowałeś prawidłowo, a teraz zaczynasz się martwić, dlaczego jednak Twoja żaróweczka nie świeci czy też dzwoneczek nie dzwoni. Nie martw się, wszystko jest w jak największym porządku, a żaróweczka dlatego nie świeci, że w Twoim obwodzie prądu elektrycznego jest przeszkoda nie do pokonania — mianowicie woda. Zupełnie czysta woda prądu nie przewodzi. Wobec tego zaraz ją troszkę zabrudzimy, a wówczas posłusznie zacznie przewodzić prąd elektryczny. Weź szklany kroplomierz i wpuść nim do zlewki z wodą jedną kroplę kwasu siarkowego. Gdy tylko zamieszasz ciecz w zlewce, żaróweczka natychmiast będzie się palić zupełnie normalnie. Z doświadczenia tego płynie wniosek, że czysta woda prądu elektrycznego nie przewodzi, natomiast w roztworach wodnych odpowiedzialnymi za przewodnictwo są ciała w wodzie rozpuszczone.



MOŻESZ ZASTĄPIĆ WODĘ DESTYLOWANĄ

Tak, ale czy każde ciało rozpuszczając się w wodzie nadaje jej przewodnictwo prądu elektrycznego?

Co się tu dużo rozwodzić. Niech doświadczenie odpowie na to pytanie.

Weź cztery suche i czyste szklanki lub zlewki o pojemności około 200 cm^3. Do pierwszej wsyp około 10 g cukru, do drugiej ok. 10 g soli kamiennej, do trzeciej wlej 15 cm^3 stężonego kwasu octowego (tzw. esencji octowej), a do czwartej 15 cm^3 kwasu solnego. Teraz do dwóch pierwszych naczyń dolej po 20 cm^3 wody i całość mieszaj aż substancje się rozpuszczą. Gdy to już nastąpi, wkładaj do naczyń po kolei (począwszy od roztworu cukru) Twoje dwa druciki — elektrody połączone z bateryjką i żaróweczką lub dzwonkiem. Badaj elektryczne przewodnictwo roztworów.

Z łatwością stwierdzisz, że roztwór cukru nie przewodzi prądu. Wyłącz więc prąd, wyjmij elektrody, opłucz je starannie wodą, wytrzyj do sucha i włóż do następnego naczynia zawierającego roztwór soli kamiennej. Tym razem żaróweczka zapali się od razu, co będzie dowodem, że badany roztwór przewodzi prąd elektryczny. Elektrody umyj i wytrzyj jak poprzednio i zanurz je z kolei do esencji octowej, czyli do stężonego kwasu octowego. Przekonasz się, że ten związek prądu nie przewodzi w stopniu możliwym dla Ciebie do skontrolowania. Natomiast kwas solny doskonale przewodzi prąd elektryczny.

Z doświadczenia tego wynika, że nie wszystkie ciała rozpuszczające się w wodzie mogą przewodzić prąd, np. cukier nie posiada tej właściwości. Poza tym, mimo iż się ogólnie mówi, że kwasy są dobrymi przewodnikami prądu, tu też spotkał nas zawód, gdyż stężony kwas octowy (podkreślam z naciskiem — stężony) nie przewodził prądu.

Gdybyś w wodzie rozpuścił azotan srebra, to przewodziłby on prąd bardzo dobrze, natomiast gdybyś ten sam azotan srebra rozpuścił w alkoholu lub lepiej w eterze, stwierdziłbyś, że roztwór taki wcale prądu nie przewodzi.

Warunkiem, aby dane ciało nadawało roztworowi przewodnictwo, jest dysocjacja tego ciała, czyli rozpad na samodzielnie występujące jony. Rozpad ten może zachodzić jednak tylko w niektórych rozpuszczalnikach. Takim najpopularniejszym rozpuszczalnikiem jest czysta **woda H_2O**.

Większość soli, kwasów i zasad, rozpuszczając się w wodzie, rozpada się na kationy i aniony. Natomiast alkohol czy eter, ponieważ nie powodują rozpadu cząsteczek na jony, dają roztwory nie przewodzące prądu, np. wspomniany już roztwór azotanu srebra w eterze.

Ponieważ cukier rozpuszczając się w wodzie nie ulega dysocjacji, jego roztwór prądu nie przewodzi. Natomiast sól kamienna czy azotan srebra rozpuszczając się w wodzie rozpadają się na jony Na^+, Cl^-, oraz Ag^+ i NO_3^- i dlatego przewodzą prąd. Roztwory te, w odróżnieniu od roztworu cukru (oraz innych substancji, które podczas rozpuszczania się nie ulegają dysocjacji), zwiemy elektrolitami.



Jeżeli chodzi o kwasy, to w wodnych roztworach (zwłaszcza kwasy mocno rozcieńczone) przewodzą prąd elektryczny, gdyż ulegają dysocjacji na jony.

Warto zapamiętać, że suchy gazowy czy nawet ciekły, ale zupełnie bezwodny **chlorowodór HCl** nie jest kwasem, natomiast rozpuszczony w wodzie lub nawet w obecności śladów wilgoci staje się nim natychmiast. Działanie wody polega więc na tworzeniu się pod jej wpływem z elektrycznie obojętnych cząsteczek **chlorowodoru HCl,** kationów H^+ i anionów Cl^- Podobnie wodny roztwór kwasu siarkowego zawiera analogiczne kationy H^+ i aniony SO_4^{2-}, kwas azotowy zaś — kationy H^+ i aniony NO_3^-. Widzisz więc, że wszystkie kwasy posiadają ten sam kation H^+. Można więc już teraz podać ogólną definicję kwasów.

Dotychczas zapewne kwasami nazywałeś związki otrzymywane przez rozpuszczanie w wodzie tlenków niemetali, które barwią papierek lakmusowy na czerwono. Teraz, dzięki poznaniu zjawiska dysocjacji, można stosować już ściślejszą i pełniejszą definicję. A więc — **kwasami zwiemy takie związki chemiczne, które są zdolne na skutek dysocjacji elektrolitycznej wytwarzać kationy H**$^+$ (definicja ta odnosi się jednak tylko do tzw. kwasów nieorganicznych).

Ba, ale w takim razie co ma znaczyć ta cała historia z kwasem octowym? Przecież mimo że nazywamy go kwasem, stwierdziliśmy, że stężony kwas octowy prądu nie przewodzi.

Zanurz więc jeszcze raz elektrody do naczynia, w którym się znajduje stężony kwas octowy, i dolewaj powoli do naczynia wodę. Przekonasz się, że gdy roztworu jego będzie już około połowy naczynia, pocznie on nieźle przewodzić prąd elektryczny. Wynika to stąd, że kwas octowy staje się elektrolitem dopiero

w dużym rozcieńczeniu. Natomiast kwas octowy stężony jest w bardzo małym stopniu zdysocjowany i dlatego prądu elektrycznego nie przewodzi.

Masz więc już i ilościową stronę zjawiska dysocjacji.

Nie wdając się w szczegóły, można ogólnie powiedzieć, że różne ciała rozpuszczając się w tej samej ilości wody wytwarzają różną ilość jonów, czyli ulegają większej lub mniejszej dysocjacji. Właśnie od ilości wytworzonych jonów, która jest zależna od natury danego ciała i rozpuszczalnika, zależy przewodnictwo roztworu. I tak: kwasy nieorganiczne, jak siarkowy, azotowy czy solny, pod działaniem nawet niewielkiej ilości wody rozpadają się prawie całkowicie na jony (o kwasach takich mówimy, że są one silnie zdysocjowane), natomiast kwasy organiczne, jak kwas octowy, cytrynowy czy mlekowy, aby się w tym samym stopniu rozpadły na jony co kwasy nieorganiczne, wymagają o wiele większej ilości wody, czyli muszą być bardzo rozcieńczone (o kwasach takich mówimy, że są słabo zdysocjowane).

Podobnie zachowują się i wodorotlenki. Wodorotlenek **sodu $NaOH$, potasu KOH,** czy też **zasada wapniowa $Ca(OH)_2$** w stanie stałym prądu nie przewodzą. Natomiast rozpuszczone w wodzie bardzo silnie dysocjują, dając wszystkie ten sam charakterystyczny dla zasad anion OH^-.

Zresztą, jeżeli masz ochotę, to z wodorotlenkiem możesz wykonać identyczne doświadczenia, jak poprzednio z kwasami. Przekonasz się wtedy naocznie, że wodne roztwory wodorotlenku sodu i potasu doskonale przewodzą prąd elektryczny, zaś NH_3aq przewodzi prąd już znacznie gorzej, co świadczy o niewielkim stopniu dysocjacji tego związku.

Bardzo to piękne — powiesz — i nawet dosyć trudne. Ale czy to wszystko, o czym mówimy już tak długo, ma jakiekolwiek

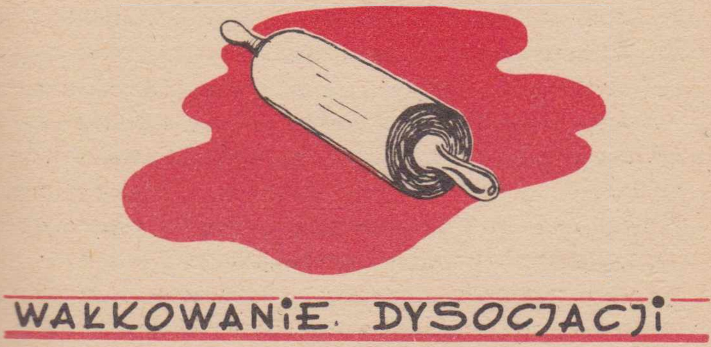
znaczenie praktyczne? Czy nie stanowi to tylko jakiejś ciekawostki naukowej?

O nie, mój kochany. Musisz wiedzieć, że właśnie dzięki znajomości praw dysocjacji i konsekwencjom z nich płynącym możemy z góry przewidzieć, które jony i w jakich roztworach dadzą ten czy inny związek, słowem możemy dokładnie przewidzieć, nawet bardzo skomplikowane procesy chemiczne, zachodzące w roztworach, składające się z szeregu reakcji.

Na wykorzystaniu zjawiska wytrącania się nierozpuszczalnych osadów, których powstanie dzięki dodaniu znanych odczynników może być z góry przewidziane, opiera się nauka analizy chemicznej ilościowej i jakościowej. Z kolei mierząc specjalnymi przyrządami stężenie, czyli ilość jonów H^+ w danej objętości roztworu, określamy moc kwasów i zasad, co ma wielkie znaczenie w biologii, agronomii, botanice, medycynie, farmacji, nie mówiąc już naturalnie o całym przemyśle chemicznym.

Widzę jednak, że Ty nadal masz jakieś wątpliwości.

Dobrze, już Cię rozumiem. Mieliśmy mówić o akumulatorach,



ogniwach, prostownikach, a tu tymczasem wałkujemy stale tę nieszczęsną dysocjację, ciągle nie dając spokoju anionom i kationom.

Na to nie ma rady. Bo pomyśl tylko sam, gdyby nie dysocjacja, nie byłoby anionów ani kationów, a tym samym przez roztwory nie płynąłby prąd elektryczny, a co za tym idzie, nie byłoby w ogóle elektrochemii.



O cynie, kryształach i wędrówce jonów

Zupełnie dobrze to rozumiem, że wiele spraw, o których mówiliśmy w poprzednim rozdziale, wydaje Ci się jeśli nie fantazją — to trudnymi do zrozumienia naukowymi wykrętami.

Dlatego też pragnę Ci teraz zaproponować wykonanie pewnego doświadczenia, które, mam nadzieję, utrwali wiarę w wędrówkę jonów, zachodzącą w roztworach pod wpływem prądu elektrycznego.

Co prawda same jony są zbyt małe, aby je oglądać, ale doświadczenie można przeprowadzić tak, że łatwo będzie wykrywać ich obecność, a nawet ruch.

Do doświadczeń, które za chwilę wykonamy, potrzebne Ci

będzie ok. 1,5 g **chlorku cyny(II)** $SnCl_2$ lub 1—2 g czystej cyny.

Widzę, że już łapiesz za pałeczkę tzw. cyny do lutowania. Niestety, nic z tego, bo tzw. cyna używana do lutowania jest stopem, zawierającym od 20 do 50% ołowiu, a właśnie ołów stanowi zanieczyszczenie, które ogromnie utrudni Ci wykonanie doświadczenia.

Często blacharz czy też ślusarze posiadają czystą cynę, zwaną przez nich cyną angielską. Laseczki czy sztabki takiej cyny przy zginaniu charakterystycznie trzeszczą. Po tym właśnie trzasku możesz od razu odróżnić, czy masz do czynienia z cyną czystą, czy też z jej stopem. Odgłos ten wydaje bowiem tylko czysta cyna, a jej stopy z ołowiem już nie.

Jeśli jednak Twoja wędrówka do zakładu blacharskiego czy też ślusarskiego zakończy się niepomyślnie, to nie załamuj jeszcze rąk. Niewielkie ilości czystej cyny znajdują się zawsze w Twoim otoczeniu, tylko rzecz w tym, że Ty o tym nie wiesz. Ot, chociażby metalowe puszki po wszelkiego rodzaju konserwach.



Ponieważ ołów, jak też i jego związki, są dla organizmu ludzkiego bardzo szkodliwe, więc do lutowania puszek używa się czystej cyny. Oczywiście dotyczy to tylko wnętrza puszek, od zewnątrz bowiem, tam gdzie blacha nie styka się z produktami spożywczymi, można już używać stopu cyny z ołowiem.

A więc do roboty! Umyj starannie wnętrze kilku puszek po

konserwach, po czym ostrym nożem zdrap z miejsc łączenia cynę. Nie będzie tego wiele, ale do naszych potrzeb wystarczy najzupełniej.

Otrzymane w ten sposób strużynki cyny wsyp do parowniczki, po czym zalej je 10 cm^3 kwasu solnego (jeśli masz kwas solny stężony, to weź 3 cm^3 wody i 1 cm^3 kwasu).

Parowniczkę ustaw na siatce na trójnogu i ogrzewaj ją lekko lampką spirytusową. Po roztworzeniu się wszystkich strużynek ciecz przelej do zleweczki, wsyp jeszcze parę strużynek cyny całość gotuj przez 5 minut.

Zabieg ten ma na celu wydzielenie, czyli strącenie ewentualnych zanieczyszczeń żelaza, jakie mogły dostać się do cyny. Dlatego to, jeśli zobaczysz, że strużynki już się roztworzyły, dosyp nową porcję tak, aby podczas 5-minutowego gotowania na dnie zleweczki znajdowała się zawsze odrobina metalicznej cyny.

Po 5-minutowym gotowaniu roztwór ostudź i przesącz przez sączek z bibuły.

Roztwarzając cynę w kwasie solnym otrzymałeś roztwór chlorku cyny(II). A oto równanie tej reakcji chemicznej:

$$Sn + 2HCl \rightarrow SnCl_2 + H_2\uparrow^*$$

Zimny przesączony roztwór chlorku cyny(II) wlej teraz do parowniczki, dodając 3—4 krople kwasu solnego, po czym ją ogrzewaj, aby z roztworu odparować mniej więcej połowę wody.

Teraz parowniczkę z zagęszczonym już roztworem nakryj bibułą i odstaw w chłodne miejsce (najlepiej na śnieg lub do lodówki), aby wydzieliły się kryształy. Następnego dnia wydzielone na dnie kryształki odsącz i wysusz na bibule.

---

* Strzałka skierowana ku górze informuje nas, iż dany produkt reakcji jako gaz opuszcza środowisko.

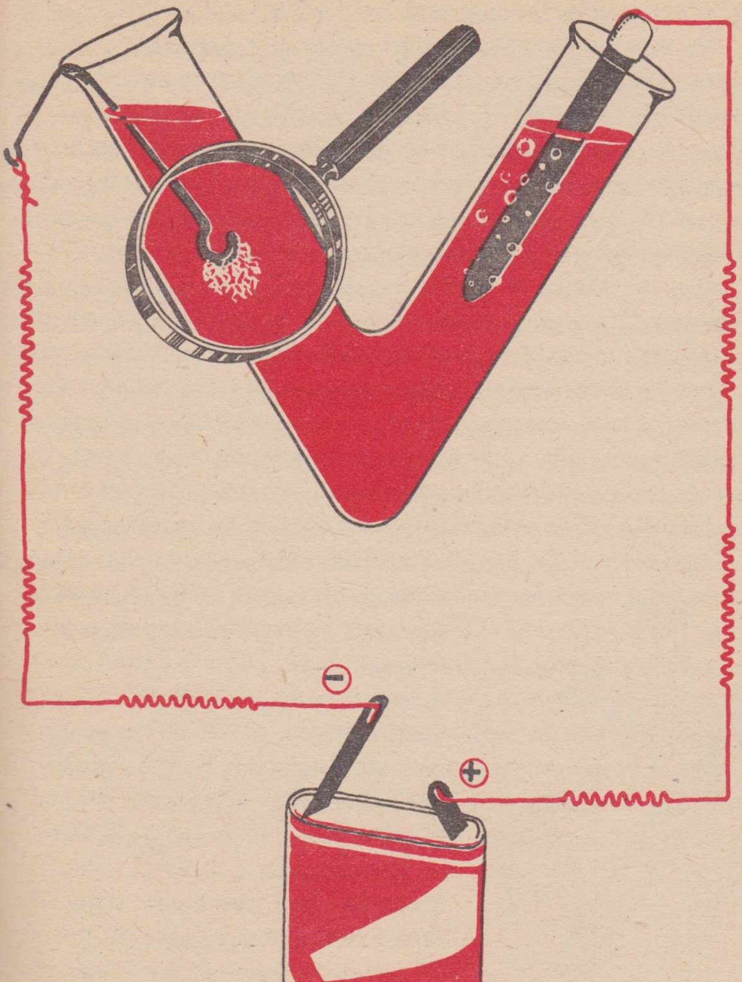
W ten sposób niezbędny odczynnik masz już gotowy. Zajmij się więc z kolei wykonaniem odpowiedniego naczynia do elektrolizy. Będzie to zgięta w kształcie litery „U" rurka szklana. Wykonaj to naczynie starannie, gdyż wielokrotnie potrzebne Ci ono będzie do różnych doświadczeń.

Przygotuj cienkościenną rurkę szklaną średnicy 6—8 mm i długości 15 cm, płaską bateryjkę 4,5 V, pałeczkę węglową, kawałek miedzianego drutu oraz miękkie izolowane przewody.

Końce rurki szklanej musisz przede wszystkim obtopić, trzymając je w najgorętszej części płomienia palnika gazowego. Gdy rurka już ostygnie, ogrzewaj ją w środkowej części równo ze wszystkich stron. Początkowo ogrzewaj lekko, a dopiero po chwili silnie, stale obracając rurkę w palcach. Skoro szkło już dostatecznie zmięknie, wygnij rurkę w kształt litery „U".



Teraz do parowniczki nasyp suchego piasku i nakryj ją krążkiem tektury z wyciętym prostokątnym otworem, takim aby wchodziła weń zgięta część szklanej rurki. W ten sposób masz gotowy statyw do rurki. Teraz do rurki nalej tyle wody, aby sięgała ona po 2 cm poniżej wylotów. Odmierzoną w ten sposób porcję wody wlej do zleweczki i rozpuść w niej 3—4, uprzednio otrzymane, kryształki **chlorku cyny(II)** $\mathbf{SnCl_2}$. Chlorek cyny(II) rozpuszczając się w wodzie na skutek hydrolizy daje mętny, mleczny roztwór. Aby temu zapobiec, dodaj 1 kroplę stężonego kwasu solnego.



Przechodzimy teraz do następnej czynności.

W jednym ramieniu rurki zanurz w roztworze pałeczkę węglową (najlepiej wyjętą ze starej bateryjki) i połącz ją przewodem z krótką blaszką bateryjki, czyli z jej biegunem dodatnim. Natomiast w drugim ramieniu rurki zanurz w roztworze drucik miedziany, połączony przewodem z długą blaszką bateryjki, a więc z biegunem ujemnym. Na końcu drucika zanurzonego w roztworze możesz zwinąć małe kółeczko.

Gdy wykonasz wszystkie te połączenia, po paru minutach zauważysz, że na pałeczce węglowej gromadzą się maleńkie pęcherzyki jakiegoś gazu. Natomiast już po paru sekundach dostrzeżesz, że drucik miedziany poprzednio czerwony teraz zbielał, a potem na jego końcu poczynają się tworzyć maleńkie, igiełkowate, lecz silnie błyszczące kryształki. Przyjrzyj się im przez szkło powiększające, jak rosną niemalże w oczach.

Jeśli bateryjka, którą podłączyłeś, była nowa i jeśli starczy Ci cierpliwości i nie przerwiesz połączenia przez 10—15 minut, kryształki te tak wyraźnie urosną, że stworzą kiście podobne do liści palmowych. Po 15 minutach wyjmij drucik i zdejmij te błyszczące igiełki. Są to kryształki bardzo czystej cyny.

Gdy nasycisz już swój wzrok ich widokiem, przyjdzie pora na pytanie: skąd się one wzięły?

UWAGA



Popatrz jeszcze raz uważnie na swój układ elektryczny, który narysowany jest na s. 27.

Oto kółeczko, na którym wydzieliły się błyszczące kryształki, połączone jest przewodem z dłuższą blaszką bateryjki. Blaszki bateryjki są jej biegunami i, jak wiesz, blaszka dłuższa stanowi biegun ujemny, krótsza zaś — dodatni. Wiesz także o tym, że wszelkie sole rozpuszczając się w wodzie rozpadają się na jony, to znaczy atomy lub grupy atomów obdarzone elektrycznymi ładunkami.

W Twoim konkretnym przypadku, gdy rozpuszczałeś $SnCl_2$ w wodzie, powstał roztwór zawierający dodatnio naładowane kationy cyny Sn^{2+} oraz ujemnie naładowane aniony chlorkowe $2Cl^-$.

Teraz, z chwilą gdy do roztworu tego zanurzyłeś pałeczkę węglową i miedziany drucik połączone z biegunami bateryjki, rozpoczęła się wędrówka jonów. Obdarzone ładunkiem dodatnim kationy cyny Sn^{2+} zaczęły podążać do kółka drutu miedzianego, połączony on był bowiem z ujemnym biegunem bateryjki, czyli stanowił katodę. Pamiętasz na pewno, że **elektryczne ładunki różnych znaków zawsze się przyciągają, a tych samych znaków — odpychają się.** Natomiast ujemnie naładowane aniony chloru Cl^- powędrowały do pręcika węglowego, gdyż połączony on był z dodatnim biegunem źródła prądu, czyli stanowił anodę.



Ta wędrówka jonów nie tłumaczy

mi jeszcze wcale pochodzenia i sposobu powstawania tych kryształków — oponujesz.

Jednak, jak zaraz się przekonasz, te błyszczące kryształki zawdzięczają swe pochodzenie właśnie wędrówce jonów. Oto kationy Sn^{2+}, dochodząc do drucika miedzianego, przy zetknięciu się z nim, tracą swoje ładunki elektryczne i jako obojętne atomy cyny Sn osiadają na nim. Z tych właśnie atomów cyny utworzyły się te błyszczące kryształki.

Warto jeszcze tylko wyjaśnić, w jaki to sposób zachodzi zobojętnienie anionów Cl^- i zamiana ich w obojętne atomy Cl.

Otóż równocześnie z ruchem kationów Sn^{2+}, do pałeczki węglowej podążają ujemnie naładowane aniony Cl^-. Swój elektryczny ładunek ujemny zawdzięczają one nadmiarowi zgromadzonych elektronów. Z chwilą gdy anion Cl^- dotrze do dodatnio naładowanej pałeczki węglowej (połączona jest ona z dodatnim biegunem bateryjki), oddaje jej jeden, nadliczbowy elektron i sam dzięki temu staje się obojętnym atomem chloru. Pojedyncze atomy chloru łączą się natychmiast w „parki", czyli cząsteczki Cl_2 i stopniowo jako pęcherzyki gazu zbierają się na węglowej pałeczce. Elektrony oddawane przez aniony chloru Cl^- płyną teraz z pałeczki węglowej przewodem do bateryjki, przez nią i dalej do drucika miedzianego. Jak wiesz, do drucika tego zbliżają się stale kationy Sn^{2+}. Ładunek elektryczny kationu Sn^{2+} pochodzi stąd, iż zawiera on za mało o dwa elektrony.

Terez dopiero nadarza się okazja do ich dobrania i uzupełnienia. Elektrony oddawane przez aniony chloru Cl^- płynąc przez bateryjkę docierają do drucika miedzianego i tu przyłączają się do kationów cyny Sn^{2+}. Dzięki pobraniu dwu elektronów każdy kation cyny Sn^{2+} zamienia się w atom cyny, który osiada na druciku miedzianym.

Rolę bateryjki można porównać do pompy ssąco-tłoczącej, która utrzymuje w całym obwodzie nieprzerwaną wędrówkę elektronów i jonów.

A więc prąd elektryczny, przepływając przez wodne roztwory soli, powoduje wydzielanie się atomów metalu oraz cząsteczek gazów.

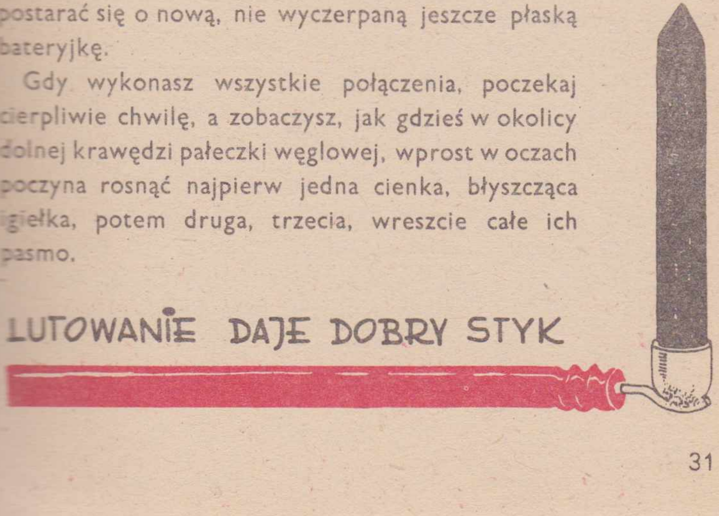
Odwrotny kierunek

Spróbujemy teraz zamienić role pałeczki węglowej z drucikiem miedzianym. W tym celu drucik połącz przewodem z dodatnim biegunem bateryjki (blaszka krótsza), zaś pałeczkę węglową z biegunem ujemnym.

Zgodnie z tym, co już mówiliśmy, należy oczekiwać, że teraz pęcherzyki chloru będą się wydzielać na druciku miedzianym, a kryształki cyny — na pałeczce węglowej.

Aby doświadczenie się powiodło, musisz jednak postarać się o nową, nie wyczerpaną jeszcze płaską bateryjkę.

Gdy wykonasz wszystkie połączenia, poczekaj cierpliwie chwilę, a zobaczysz, jak gdzieś w okolicy dolnej krawędzi pałeczki węglowej, wprost w oczach poczyna rosnąć najpierw jedna cienka, błyszcząca igiełka, potem druga, trzecia, wreszcie całe ich pasmo.



A więc wszystko w porządku. Na elektrodzie ujemnej, którą jest teraz pałeczka węglowa, osiadają atomy cyny, tworząc kryształki. Zawód natomiast sprawi Ci elektroda dodatnia, drucik miedziany. Wbrew przewidywaniom nie zaobserwujesz tu wydzielania się pęcherzyków gazowego chloru.

Ale nie martw się tym. Skoro na pałeczce węglowej powstają kryształki cyny, dowodzi to niezbicie, że elektroliza roztworu chlorku cyny(II) przebiega prawidłowo, znaczy to, że przez roztwór prąd przepływa. Brak pęcherzyków chloru na elektrodzie dodatniej pochodzi stąd, że chlor bardzo chętnie i szybko łączy się z miedzią. W wyniku działania chloru na miedź powstaje rozpuszczalny w wodzie związek — **chlorek miedzi(II) $CuCl_2$**.

Dlatego to właśnie w doświadczeniu poprzednim radziłem Ci pałeczkę węglową połączyć z dodatnim biegunem bateryjki, gdyż wydzielający się chlor nie łączy się w tych warunkach chemicznie z węglem.

Przypuszczam, że podobało Ci się doświadczenie z kryształkami metalicznej cyny i jesteś już całkowicie przekonany o ruchu jonów w roztworach.

O BATERYJKACH, BLASZANYCH PUSZKACH I O PROSTOWNIKU ELEKTROLITYCZNYM



Zauważyłem, że masz do mnie lekki żal z powodu kłopotów z bateryjkami. Kupiłeś znów 2 czy 3 sztuki, a teraz stoisz i liczysz swój uczniowski majątek. Mocno został nadszarpnięty z powodu ostatnich wydatków.

No cóż, będę zupełnie szczery. Doświadczenia z prądem elektrycznym płynącym przez roztwory są bardzo ciekawe i efektowne, lecz niestety często bateryjka od latarki kieszonkowej jest zbyt słabym i zbyt krótkotrwałym źródłem prądu, więc konieczna jest częsta ich wymiana.

Do doświadczeń, jakie w przyszłości będziemy wykonywać, potrzebne będzie jakieś większe i trwalsze źródło prądu stałego.



Źródłem takim może być akumulator motocyklowy czy samochodowy bądź też prostownik do ładowania akumulatorów.

Pamiętaj dobrze, że do naszych doświadczeń nie wolno jest czerpać prądu bezpośrednio z sieci oświetleniowej. Prąd taki ma napięcie 220 V, a więc może Cię śmiertelnie porazić.

Na pewno lubisz książki kryminalne, na stronach których trup pada gęsto. Czy przypominasz sobie taką, w której morderca pozbywa się przeciwnika za pomocą prądu elektrycznego?

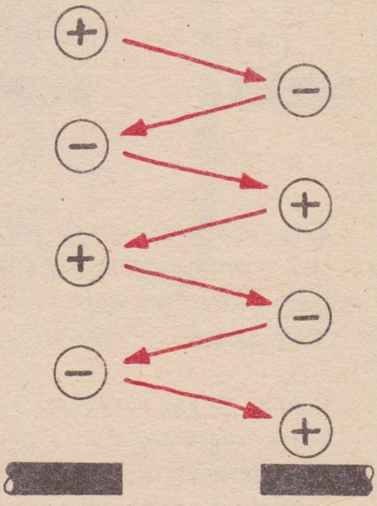
A pamiętasz opowiadanie, które jest treścią scenariusza filmu „Siódme niebo"? Właśnie w tym filmie ludzie giną, dotykając metalowej lampy podłączonej do sieci. Przypominam Ci tylko tak — dla ostrzeżenia. Z prądem w sieci nie ma żartów.

Wracając jednak do naszych spraw przypominam, że we wszystkich doświadczeniach z elektrochemii będziesz miał do czynienia z roztworami soli, kwasów i zasad. **Trzeba wiedzieć, że najlepsze nawet izolacje, jak papier, szkło czy bakelit w stanie wilgotnym, a zwłaszcza polane wymienionymi roztworami, przewodzą prąd elektryczny. Również mokre ręce ułatwiają przepływ prądu przez nasze ciało. Dlatego**

też przy wszelkich doświadczeniach z roztworami i prą**dem elektrycznym trzeba zachowywać** jak najdalej idącą **ostrożność.** O ile bowiem dotknięcie suchą ręką przewodu sieci domowej, gdy się stoi na suchej posadzce drewnianej, kończy się tylko bardzo nieprzyjemnym wstrząsem, o tyle **dotknięcie pr_ewodu mokrą ręką powoduje najczęściej śmiertelne porażenie.**

Pamiętaj poza tym, że **w sieci oświetleniowej płynie prąd zmienny,** a my do naszych doświadczeń potrzebujemy prądu stałego.

Nie martw się, na wszystko jest rada. Musisz tylko kupić jeden lub dwa transformatorki dzwonkowe. Za ich pomocą, w zależności od sposobu łączenia, będziesz mógł otrzymać prąd o napięciu 3, 5, 8, a nawet 16 V. Prąd o takim napięciu jest zupełnie bezpieczny, a zarazem wystarczający do naszych potrzeb. Krótko mówiąc, transformatorki podłączone odpowiednio do domowej sieci oświetleniowej obniżą Ci napięcie z 220 do podanych już 3—16 V.



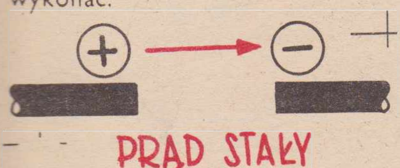
PRĄD ZMIENNY

Jednak na obniżeniu napięcia sprawa jeszcze się nie kończy. Otrzymany z transformatora prąd niskiego napięcia jest nadal prądem zmiennym, nie możemy go więc używać do naszych doświadczeń, gdyż 50

razy na sekundę zmienia on swój kierunek. Gdybyś dwie pałeczki połączone z zaciskami transformatorka zanurzył np. w roztworze chlorku cyny, to każda z nich w przeciągu sekundy byłaby 50 razy na zmianę: biegunem dodatnim — anodą oraz biegunem ujemnym — katodą.

Potrzebny nam jest prąd elektryczny płynący niezmiennie, stale w jednym kierunku. Prądu takiego dostarcza bateryjka lub akumulator. Istnieje również urządzenie, pozwalające w sposób szybki i nieskomplikowany zamieniać prąd zmienny na stały. Zamianę taką nazywamy **prostowaniem prądu.** Urządzenie do prostowania prądu zwiemy oczywiście **prostownikiem.**

Właśnie tego rodzaju bardzo pożyteczne urządzenie radzę Ci wykonać.



Istnieje wiele typów i odmian prostowników. Ty, jak na chemika przystało, wykonasz prostownik chemiczny, nazywany inaczej — **elektrolitycznym.**

Zgromadź więc następujące materiały i przyrządy:

1) 2 transformatorki dzwonkowe;

2) 35 g kwaśnego węglanu sodu, $NaHCO_3$ (soda oczyszczana);

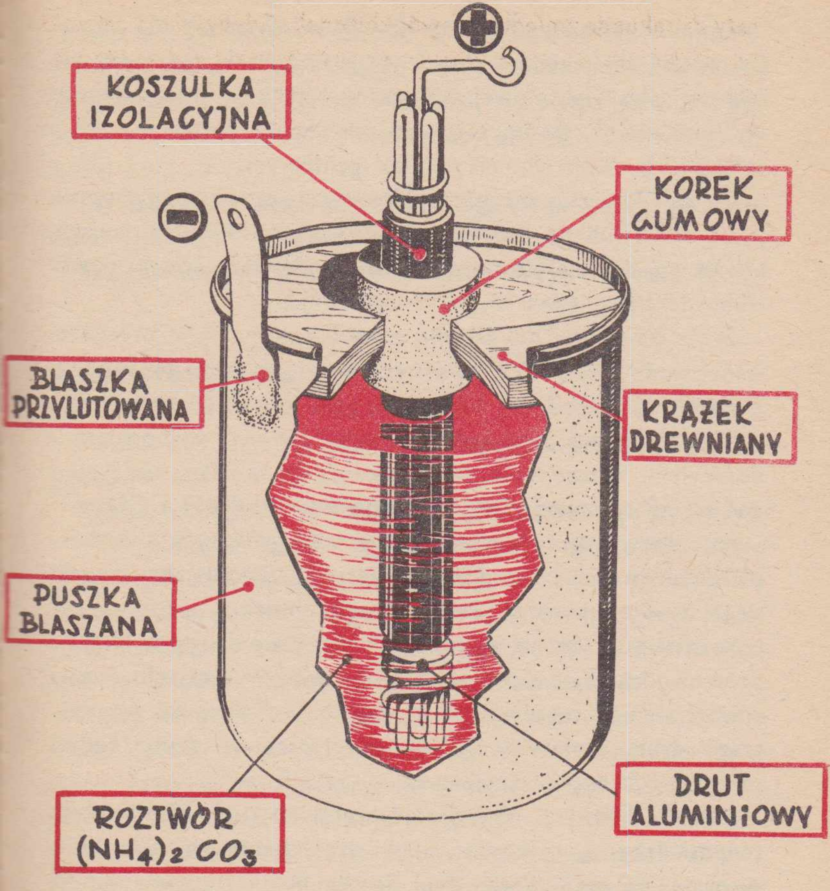
3) 50 g węglanu amonu $(NH_4)_2CO_3$ (proszek do pieczenia ciasta);

4) kilka (1 kg) puszek po konserwach;

5) jak najgrubszy drut aluminiowy.

Mając te materiały bezzwłocznie przystępujemy do pracy.

Zacznij od przygotowania metalowej puszki po konserwach. Puszka Twoja musi być od zewnątrz czysta, nie zardzewiała



PROSTOWNIK ELEKTROLITYCZNY

i musi mieć wymiary: średnicę 10—12 cm, wysokość 15—20 cm. Do puszki tej jako zamknięcie dopasuj krążek z drewna lub twardej płyty pilśniowej. W środku tego krążka-pokrywki wywierć otwór, średnicy 10—15 mm, który będzie zamykany szczelnie korkiem gumowym lub igelitowym.

Do puszki tuż przy górnej krawędzi przylutuj zacisk do przewodów lub po prostu pasek mosiężnej blaszki z dziurką, a więc np. dłuższe blaszki od bateryjki. Blaszane ścianki puszki stanowić będą jeden biegun prostownika.

Teraz do zlewki lub butelki nalej 0,5 dm^3 ciepłej przegotowanej wody i wsyp 35 g **kwaśnego węglanu sodu $NaHCO_3$**. Związek ten nabędziesz bez trudu, gdyż jest to po prostu tzw. soda oczyszczana, używana powszechnie w gospodarstwie domowym. Jeszcze lepiej zamiast kwaśnego węglanu sodu wsypać do 0,5 dm^3 wody 50 g **węglanu amonu $(NH_4)_2CO_3$**.

Po całkowitym rozpuszczeniu się jednego z tych związków otrzymanym roztworem napełnij Twoją puszkę tak, aby roztwór sięgał 5—6 cm poniżej górnej krawędzi puszki.

Pozostaje Ci jeszcze wykonanie i osadzenie drugiego bieguna prostownika, czyli elektrody aluminiowej. W tym celu musisz zdobyć 15—20-centymetrowej długości kawałek jak najgrubszego drutu aluminiowego. Jeszcze lepsza od drutu będzie pałeczka lub rurka aluminiowa.

Jeśli nie będziesz mógł dostać prętu lub rurki aluminiowej, to posiadany nawet bardzo cienki drut aluminiowy złóż 3—4-krotnie, po czym pozostałym drutem owiń starannie całość, zwój koło zwoju, tak jak to widzisz na rysunku.

Pałeczkę, rurkę, gruby drut aluminiowy albo też plecionkę obciągnij izolacyjną koszulką. Możesz użyć do tego odpowiedniej średnicy rurki gumowej lub igelitowej. Koszulkę izolacyjną

musisz tak dobrać, aby szczelnie pokrywała elektrodę aluminiową. Aby ułatwić sobie naciąganie tej koszulki, posmaruj aluminiową elektrodę gliceryną. Koszulka izolacyjna powinna być krótsza od elektrody aluminiowej, aby oba jej końce wystawały z niej po 3—4 cm.

Tak izolowaną elektrodę osadź szczelnie w korku, po czym korek umieść w otworze pokrywki.

Tak zmontowany prostownik widzisz na rysunku na s. 37.

Próba prostownika

Prostownik masz już gotowy i oczywiście pragniesz go wypróbować.

Zgoda, proszę bardzo! Najpierw jednak trzeba go podłączyć.

Aha, jeszcze jedno małe wyjaśnienie. Wykonany przez Ciebie prostownik służy do prostowania prądu elektrycznego, czyli do zamieniania prądu zmiennego na prąd stały. Wynika z tego jasno, że sam prostownik nie jest źródłem prądu. Aby otrzymać prąd stały, prostownik musisz zasilać prądem zmiennym.

Muszę Ci przypomnieć jeszcze raz: prostownika nie wolno zasilać bezpośrednio z sieci. W domowej sieci oświetleniowej mamy przecież prąd elektryczny o napięciu 220 V. Prąd taki może spowodować śmiertelne porażenie.

Dlatego prostownik trzeba zawsze zasilać przez jeden lub dwa transformatorki dzwonkowe. Jak już mówiliśmy, transformatorek obniża napięcie sieci z 220 V do 3, 5 lub 8 V (w zależności od podłączenia), zaś dwa transformatorki odpowiednio połączone dostarczyć Ci mogą napięcia 16 V.

Przygotuj metrowej długości przewód dwużyłowy (po prostu



taki, jak do lampy czy też do żelazka) w izolacji gumowej lub igelitowej, zakończony z jednej strony wtyczką sieciową. Pozostałe końce przewodu połącz z zaciskiem transformatorka, oznaczonym „sieć"lub„220V".

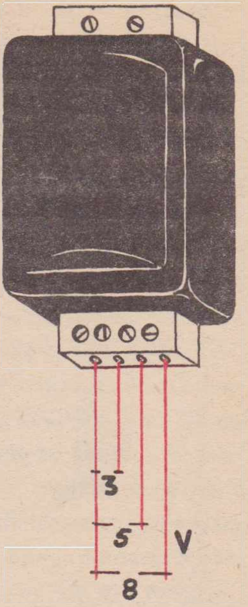
Ale! ale... chwileczkę. Proszę Cię, pokaż mi wtyczkę, którą zakończony jest Twój sznur. To ma być wtyczka?

Mój drogi, ja wiem, że jesteś zamiłowanym chemikiem, ale to Ciebie bynajmniej nie zwalnia od staranności wykończenia elementów elektrochemicznych. Przede wszystkim Twój przewód nie jest zakończony wtyczką, na jego końcu widzę jakieś postrzępione druciki. Nie, mój kochany, takich luźnych drutów nie wolno wprowadzać do gniazdka sieci oświetleniowej.

Proszę, postaraj się o wtyczkę sieciową i zamocuj ją jak należy na końcu sznura. A poza tym, jeśli tak będziesz traktować swoich pomocników, odcinki przewodów, to co chwila będą Ci one płatać figle w postaci przerw w źle połączonych obwodach. Jeżeli byś nawet stwierdził, że to urządzenie nie przewodzi



prądu, bo autor podał zły przepis, to i tak nie zwalnia Cię to od sprawdzenia prawidłowości i staranności połączeń. Gdy wszystko już poprawisz i w układzie pojawi się prąd, nie musisz mnie przepraszać za swoje niedbalstwo. Wystarczy mi, jeśli następnym razem będziesz pracował staranniej.



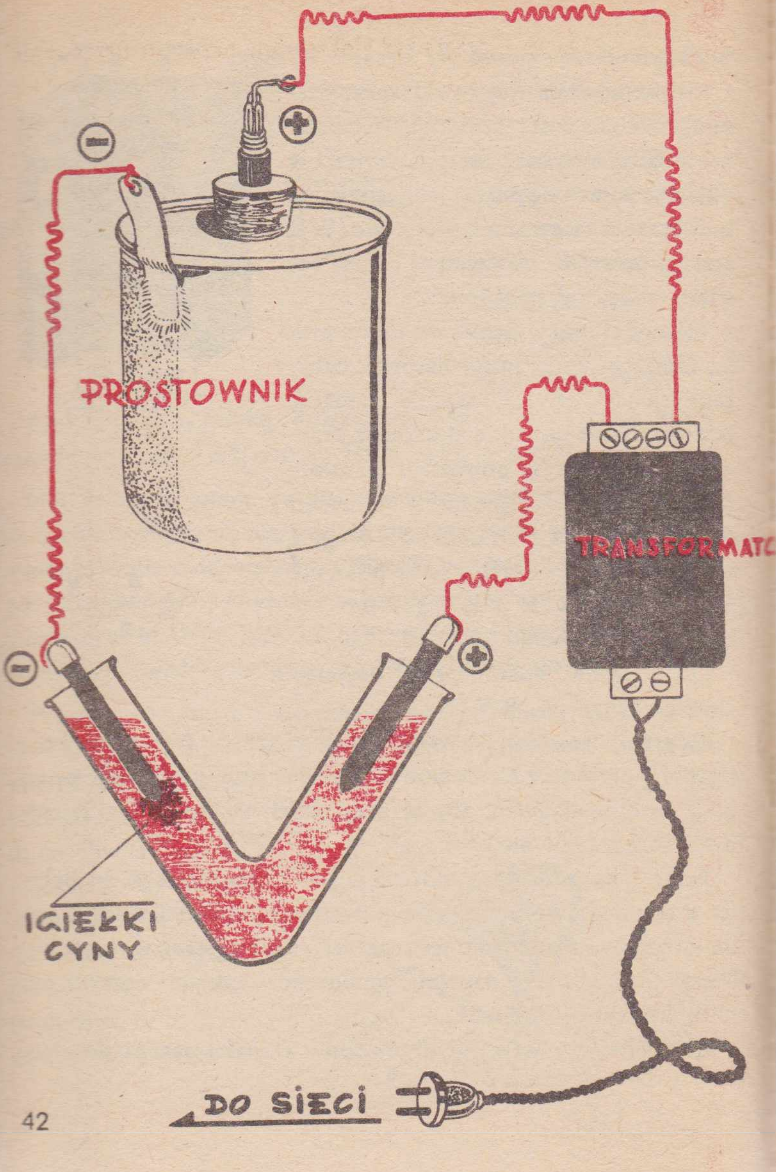
Po tej dygresji wracamy do naszej pracy. Do zacisków transformatorka, oznaczonych „0", „3", „5" oraz „8", możesz podłączyć dwa dowolne elastyczne przewody. Jeżeli chcesz pobierać z transformatorka prąd o napięciu 3 V, jeden drucik łączysz z zaciskiem „0", drugi z zaciskiem „3". A jeżeli chcesz pobierać 5 V — łączysz „0" i „5", gdy 8 V — łączysz odpowiednio „0" i „8".

Do naszych doświadczeń użyjemy chwilowo napięcia 8 V.

Gdy zmontowałeś już swój układ, radzę Ci (tak po przyjacielsku!) przypatrz się dobrze jeszcze raz rysunkowi i porównaj go z Twoim układem, aby w przyszłości nie było nieprzyjemnych kłopotów i niepowodzeń.

Teraz oba przewody dostarczające prąd niskiego napięcia (te z transformatorka), połącz z dwoma pałeczkami węglowymi umieszczonymi w ramionach naszej rurki zgiętej w kształcie litery „U". Rurkę napełnij przedtem wodnym roztworem **chlorku cyny(II) $SnCl_2$.**

Z kolei włącz wtyczkę przewodów transformatora do sieci


PROSTOWNIK
TRANSFORMATO
IGIEŁKI
CYNY
DO SIECI

i przepuszczaj prąd elektryczny przez to urządzenie przez kilkanaście minut. Na żadnej pałeczce nie zauważysz tworzenia się dobrze Ci znanych z poprzednich doświadczeń kryształków metalicznej cyny. Dlaczego?

Winę ponosi tu prąd elektryczny. W poprzednich doświadczeniach do elektrolizy chlorku cyny używałeś bateryjki, czyli źródła prądu stałego. Teraz natomiast włączyłeś prąd zmienny. Pod jego wpływem w roztworze chlorku cyny zapanował potworny chaos. Oto 50 razy na sekundę kationy cyny Sn^{2+} i aniony chloru Cl^- muszą zmieniać kierunek wędrówki. Bo właśnie 50 razy na sekundę, raz jedna, raz druga pałeczka jest na zmianę to katodą, to anodą. Nic więc dziwnego, iż w tej sytuacji na żadnej z pałeczek nie otrzymamy dużych błyszczących kryształków cyny. Wniosek z tego jasny: do naszych doświadczeń prąd zmienny zupełnie się nie nadaje.

Wobec tego już najwyższa pora zaprząc do pracy Twój prostownik.

Wykonaj połączenie tak, jak Ci to podpowiada rysunek na s. 42. A więc transformatorek włączony jest normalnie do sieci. Jeden przewód niskiego napięcia transformatorka połączony jest ze środkową elektrodą prostownika, drugi zaś z jedną

PARTACKIE POŁĄCZENIA NIE PRZEWODZĄ PRĄDU

pałeczką węglową w naczyniu w kształcie litery „U" do elektrolizy. Drugą pałeczkę tego naczynia połącz z puszką prostownika.

Po kilku sekundach zauważysz, że na pałeczce węglowej, połączonej bezpośrednio z prostownikiem, pojawiają się znane Ci tak dobrze piękne, błyszczące igiełki metalicznej cyny. A więc przez roztwór chlorku cyny(II) płynie prąd stały. Jest to najlepszy dowód, że Twój prostownik działa.

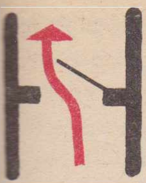
Napracowałeś się uczciwie, ale chyba jesteś zadowolony, prawda? Twój trud nie poszedł na marne. Masz teraz do dyspozycji tanie i wygodne źródło prądu stałego.

Każdy bezstronnie przyzna, iż konstrukcja i wykonanie Twego prostownika były bardzo proste. Tak jednak się już na tym świecie składa, że nie ma róży bez kolców. A więc i Twój łatwy w wykonaniu prostownik posiada swe wady: jeśli popracuje on kilka godzin, płyn wypełniający puszkę silnie się rozgrzeje.

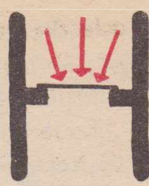
Skoro puszkę wypełniłeś roztworem **kwaśnego węglanu sodu $NaHCO_3$**, wówczas po jego rozgrzaniu się prostownik poczyna „nawalać". Dlatego też o wiele lepiej jest użyć do wykonania roztworu zamiast kwaśnego węglanu sodu — **węglanu amonu $(NH_4)_2CO_3$**. Prostownik napełniony takim roztworem, nawet po zagrzaniu się do wrzenia działa cały czas bez zakłóceń.

Z kolei musisz pamiętać, iż w miarę pracy prostownika elektroda aluminiowa ulega zużyciu. Dlatego to zaraz po zakończeniu pracy musisz tę elektrodę wyjąć z roztworu, dokładnie ją wypłukać i wytrzeć. W przeciwnym razie, jeśli elektroda pozostanie w roztworze, po kilkunastu dniach ulegnie zniszczeniu, nawet gdy prostownik nie będzie przez cały czas pracował.

Skoro więc przekonałeś się już, że wykonany przez Ciebie



PROSTOWNIK DZIAŁA PODOBNIE JAK ZAWÓR



prostownik dobrze działa oraz jeśli zdążyłeś już zapoznać się z jego cieniami i blaskami, trzeba w paru słowach wyjaśnić, na czym właściwie polega działanie tego rodzaju urządzenia. Sprawa jest co prawda dosyć trudna, ale postaramy się to wszystko możliwie objaśnić.

Działanie prostownika elektrolitycznego polega na wytworzeniu się cienkiej półprzewodzącej warstewki **wodorotlenku glinu $Al(OH)_3$**. Jak zapewne wiesz, ogólną cechą półprzewodników jest różny, zależny od kierunku, opór, jaki takie ciała stawiają prądowi elektrycznemu płynącemu przez nie. Na przykład warstewka $Al(OH)_3$ utworzona na elektrodzie aluminiowej stawia bardzo mały opór prądowi elektrycznemu płynącemu od metalu do elektrolitu, natomiast stawia wielki opór prądowi płynącemu w kierunku przeciwnym. Na skutek tego prąd zmienny, który — jak wiesz — płynie na przemian w obie strony, zostaje przepuszczany przez warstewkę $Al(OH)_3$ wtedy jedynie, gdy płynie w kierunku od aluminiowej elektrody do elektrolitu.

Natomiast od elektrolitu do elektrody aluminiowej prąd praktycznie nie płynie wskutek wielkiego oporu elektrycznego, jaki stawia półprzewodząca warstewka $Al(OH)_3$ wytworzona na elektrodzie.

A więc — krótko mówiąc — Twój prostownik elektrolity-

czny jest urządzeniem, które przepuszcza prąd elektryczny jedynie w jednym kierunku. Dzięki tej właściwości prostownik zamienia prąd zmienny na prąd stały.

Teraz już czeka Cię zasłużona nagroda. Oto po sporej porcji majsterkowania oraz teorii nastąpi odpowiednia dawka przyjemności w postaci paru ciekawych i efektownych doświadczeń, wykonanych oczywiście przy użyciu Twego prostownika.

O dziwnym pisaniu, różnych barwach i elektrolizie



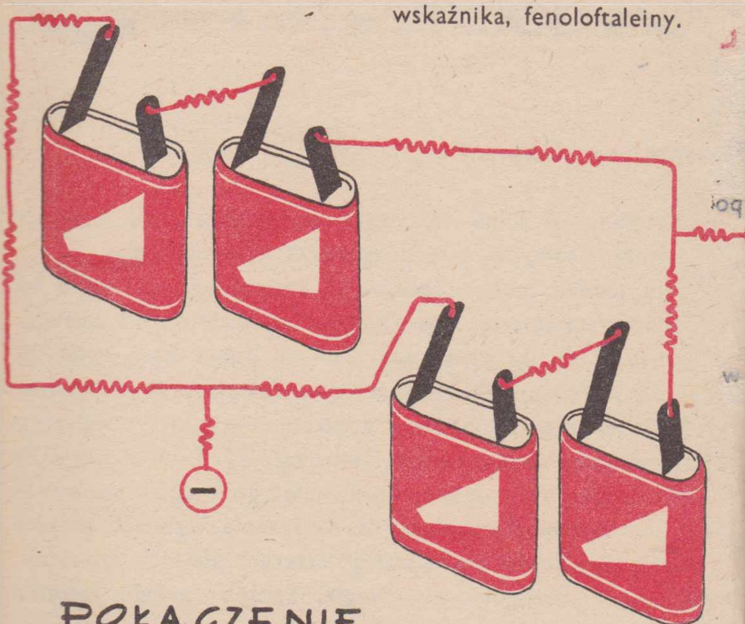
Pisanie bez atramentu

Obiecałem Ci kilka ciekawych doświadczeń, do których wykonania niezbędny jest prostownik elektrolityczny.

Wiem jednak, znając dobrze los majsterkowicza, jakie to trudności płata czasem... los. Dlatego też wcale się nie zdziwię, gdy powiesz mi, że prostownik już nie działa, bo... wylał się elektrolit lub rozpuściła się aluminiowa elektroda. W następnym rozdziale nauczę Cię budowy znacznie lepszego i trwalszego prostownika elektrolitycznego. Teraz zaś, jeśli Twój prostownik nie działa, nie da się szybko naprawić lub go w ogóle nie wykonałeś, to ostatecznie podane doświadczenie wykonać możesz używając jako źródła prądu stałego czterech płaskich bateryjek, połączonych szeregowo-równolegle. Sposób takiego łączenia podaję Ci na rysunku na s. 48. Tak podłączony zespół bateryjek dostarczać będzie stosunkowo długo prąd o nąpięciu ok. 9 V.

A teraz bierzmy się już do doświadczenia. Nazwałem je pisaniem bez atramentu.

Potrzebny Ci tu będzie transformatorek, prostownik (lub zespół połączonych bateryjek), kawałek blachy żelaznej, mosiężnej czy też aluminiowej o wymiarach 20×15 cm, papier, stalówka z obsadką oraz parę kawałków cienkiego, elastycznego przewodu. Ponadto z odczynników musisz zaopatrzyć się w kilka gramów jodku **potasu KI,** łyżeczkę skrobi (mąka ziemniaczana, krochmal) oraz parę centymetrów sześciennych roztworu wskaźnika, fenoloftaleiny.



POŁĄCZENIE
SZEREGOWO-RÓWNOLEGŁE



Najpierw przystąp do montowania układu.

Jeden z przewodów niskiego napięcia transformatorka (8 V) łącz z blaszaną puszką prostownika, drugi przewód połącz z przygotowanym kawałkiem blachy. Pamiętaj jednak, że blacha musi być wyprostowana i czysta, przetarta drobnoziarnistym papierem ściernym. Z kolei połącz cienkim, elastycznym przewodem aluminiową elektrodę prostownika ze stalówką tkwiącą obsadce. Teraz możesz włączyć transformatorek do sieci. Jeżeli zamiast własnej roboty prostownika elektrolitycznego chcesz użyć zespołu bateryjek, wówczas biegun ujemny połącz z blachą, biegun zaś dodatni ze stalówką pióra.

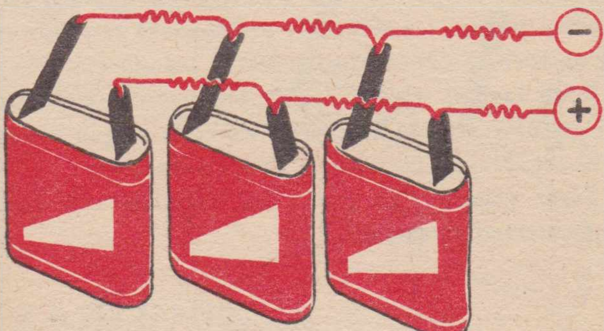
Teraz nadeszła już pora, aby przystąpić do sporządzenia tajemniczego atramentu.

Atrament Nr 1 niebieski

W małej zleweczce w 10 cm^3 wody rozpuść 2—3 g białych kryształków **jodku potasu KI.** W rezultacie otrzymasz zupełnie klarowny i bezbarwny roztwór. Do drugiego małego naczynia wlej 10 cm^3 ciepłej wody i wsyp do niej tyle skrobi, ile się nabierze na czubek scyzoryka. Skrobię wymieszaj dokładnie, aby rozpuściła się w wodzie. Teraz oba roztwory, to znaczy jodku potasu i skrobi, zlej razem, zmieszaj i wlej do jakiegoś płaskiego naczynia, np. kuwety fotograficznej lub płytkiego talerza.

W płynie tym musisz zanurzyć na 2—3 minuty kartkę papieru. Następnie kartkę wyjmij, zawieś nad naczyniem, aby ściekł z niej nadmiar roztworu, po czym mokrą kartkę połóż na blasze tak, aby dokładnie przylegała.

Teraz, skoro połączenia są już wykonane, weź pióro do ręki i zacznij na papierze pisać lub rysować. Oto w miejscach, w których stalówka dotknie papieru, pojawiają się ciemnoniebieskie, prawie granatowe znaki.



POŁĄCZENIE RÓWNOLEGŁE

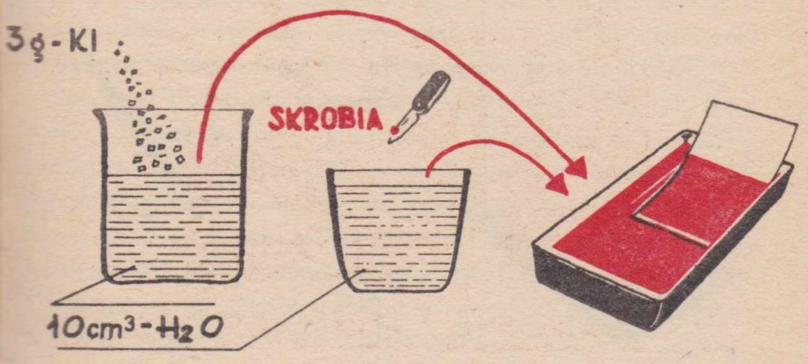
Aby uzyskać dobry efekt musisz pisać lub rysować powoli, ciągłymi, spokojnymi ruchami. Zabawa trwać będzie tak długo, dopóki kartka papieru będzie wilgotna. Gdy wyschnie, cała przyjemność się skończy, lecz ślady pozostaną.

Atrament Nr 2 czerwony

W 10 cm³ wody rozpuść 2—3 g bezbarwnych kryształków **siarczanu sodu Na_2SO_4**. Jak Ci już wspominałem, związek ten pod nazwą soli glauberskiej nabyć możesz w aptece lub też możesz go sam otrzymać, zobojętniając wodorotlenek sodu czy też sodę (Na_2CO_3) kwasem siarkowym:

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$
$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

Do przeznaczonego na atrament klarownego roztworu siarczanu sodu dodaj 1—2 cm³ alkoholowego roztworu fenoloftaleiny. Całość po wymieszaniu powinna być klarowna i bezbarwna. W tak otrzymanym „atramencie" wykąp, podobnie jak poprze-

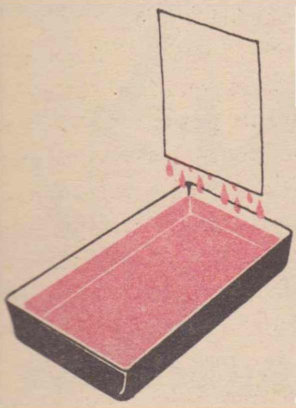


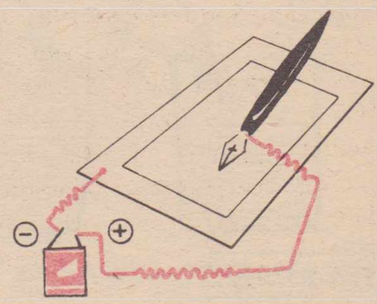
dnio, kartkę papieru, odczekaj, aż obcieknie, po czym połóż ją na blasze.

Uwaga: Jeżeli poprzednio na blasze kładłeś kartkę papieru kąpaną w atramencie Nr 1, to blachę musisz bardzo dokładnie umyć wodą, przetrzeć lekko papierem ściernym i starannie wytrzeć.

Tym razem wodzenie stalówką po papierze kąpanym w atramencie Nr 2 spowoduje pojawienie się krwistoczerwonych znaków. Oczywiście, dla uproszczenia, zamiast stalówką na papierze kąpanym w jednym z atramentów, możesz pisać kawałkiem dowolnego metalu, byle byłby on połączony przewodem z aluminiową elektrodą prostownika lub dodatnim biegunem zespołu baterii. Jednak stalówka i obsadka, moim zdaniem, dodają temu doświadczeniu więcej uroku.

Opisana przed chwilą zabawa spodobała Ci się na pewno. Teraz spróbujemy wyjaśnić mechanizm obserwowanych niedawno reakcji.



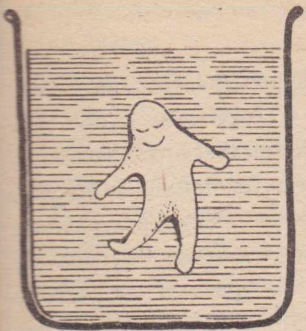


Skąd te barwy?

Po Twojej dowcipnej minie widzę, że już się czegoś domyślasz. Przecież wiadomo, że fenoloftaleina w roztworze o odczynie obojętnym czy kwaśnym jest zupełnie bezbarwna. Natomiast w roztworach o odczynie alkalicznym fenoloftaleina natychmiast barwi się na czerwono. A więc w naszym przypadku... Tak, była oczywiście fenoloftaleina, a później pojawiła się czerwona barwa. Wszystko pięknie, ale przecież do wyrobu „atramentu" Nr 2 nie używaliśmy ani wodorotlenku amonu, ani wodorotlenku sodu. Skąd wziął się ten odczyn alkaliczny, który wywołał zmianę barwy fenoloftaleiny?

Otóż, jak mówi przysłowie, nie ma dymu bez ognia. Jeśli fenoloftaleina barwi się na czerwono, to znaczy, iż w danym miejscu musi gdzieś być trochę jakiegoś wodorotlenku. Ponieważ jednak początkowo w roztworze nasycającym papier wodorotlenku nie było, stąd jedyny logiczny wniosek , iż związek ten wytworzył się na papierze pod wpływem „pisania". Więc podejrzenie kierujemy teraz na prąd elektryczny.

Aby wyeliminować inne wpływy, połóż teraz na drewnie lub porcelanie kawałeczek bibuły zwilżonej wodnym roztworem **siarczanu sodu Na_2SO_4** lub **azotanu potasu KNO_3** (tzw. saletry) z dodatkiem roztworu fenoloftaleiny. Weź dwa przewody połączone jak w poprzednim doświadczeniu z transformatorkiem i prostownikiem lub zespołem bateryjek. Oba końce tych drucików zbliż na odległość 1—1,5 cm, po czym, nie zmniejszając już tej odległości, drucikami dotknij zwilżonej bibuły. Po paru sekundach zauważysz, że na bibule wokoło jednego z drucików powstanie wyraźna czerwona plama. A więc widzisz — i tym razem czerwony kolor fenoloftaleiny



sygnalizuje, iż pod wpływem prądu na bibule w okolicy jednego z drucików powstaje jakiś wodorotlenek.

A teraz spróbujmy wyeliminować nawet i bibułę. Oto do swojej rurki szklanej zgiętej w kształcie litery „U", używanej poprzednio do otrzymywania kryształków cyny, wlej wodny roztwór **siarczanu sodu Na_2SO_4** z dodatkiem paru kropli fenoloftaleiny. Roztwór, jak zawsze, będzie zupełnie bezbarwny.

FENOLOFTALEINA



W obu otworach rurki napełnionej roztworem Na_2SO_4 umieść pałeczki węglowe z bateryjek, połącz je normalnie z prostownikiem i transformatorkiem. Po kilkunastu sekundach elektrolizy, czyli przepływu prądu, roztwór w okolicy jednej z pałeczek pocznie się lekko różowić, a po paru minutach już wyraźnie zabarwi się na czerwono. Po dalszych kilkunastu minutach przepuszczania prądu wokół pałeczki węglowej utworzy się cały na czerwono zabarwiony słupek.

W dwu poprzednich doświadczeniach eliminowałeś kolejno metalową blaszkę, a następnie papier i bibułę, a mimo to w okolicy jednej z elektrod, w miarę przepływu prądu, powstawało zawsze czerwone zabarwienie.

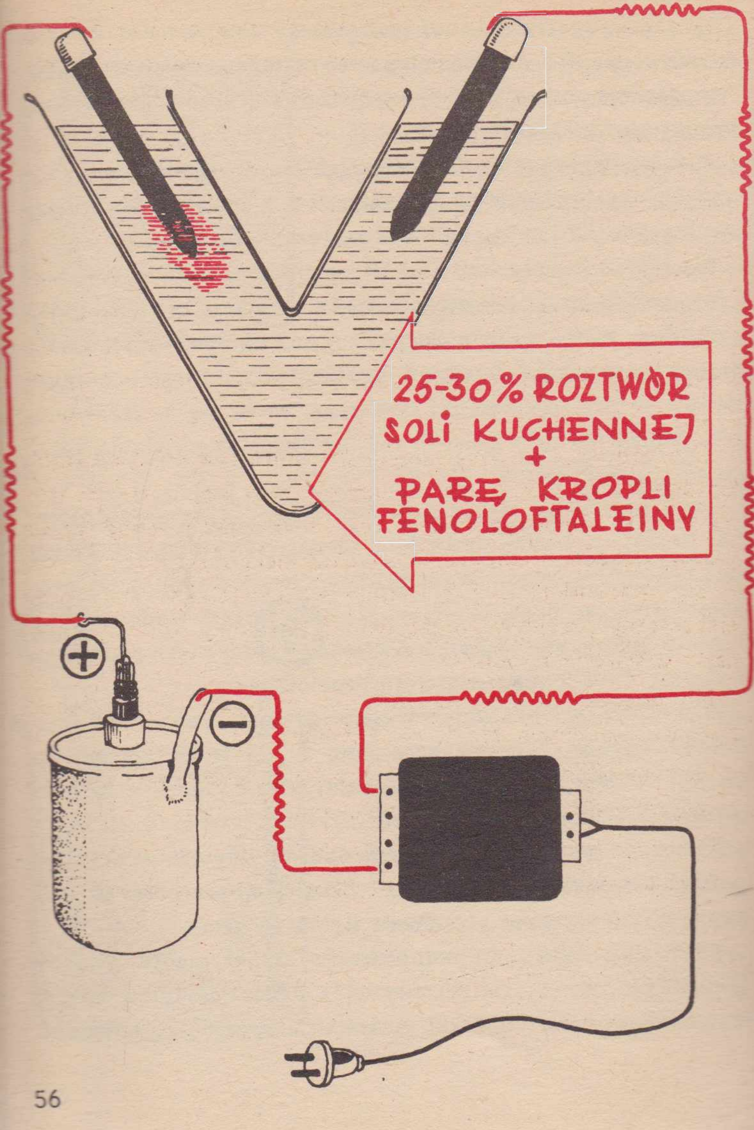
A teraz zaproponuję Ci coś wręcz niewiarygodnego, a mianowicie wyeliminowanie siarczanu sodu. Związek ten zastąp zwykłą solą kuchenną, czyli **chlorkiem sodu NaCl.**

Na 100 cm^3 wody weź 25—30 g soli kamiennej. Roztworem tym napełnij użytą poprzednio rurkę zgiętą w kształcie litery „U". A prawda, zapomniałem o najważniejszym: przecież do roztworu nie dodałeś jeszcze fenoloftaleiny, która — przypominam — gdy roztwór jest alkaliczny, barwi się na czerwono. Aby jednak nie było żadnych wątpliwości, radzę wykonaj takie proste doświadczenie.

Do 3 probówek nalej po 10 cm^3 wody. Pierwszą pozostaw bez zmian, do drugiej dodaj 2—3 krople jakiegokolwiek kwasu (solnego, siarkowego, octowego czy cytrynowego), a do probówki trzeciej dodaj 2—3 krople dowolnego wodorotlenku (amonu, sodu czy też potasu). Z kolei do każdej z tych probówek dodaj po 2—3 krople roztworu fenoloftaleiny.

W probówce pierwszej i drugiej roztwory będą nadal bezbarwne. Jest to zupełnie naturalne, czysta woda ma odczyn obojętny, zakwaszona zaś — kwaśny. Natomiast na różowo zabarwi się zawartość probówki trzeciej, zawierającej wodę z dodatkiem wodorotlenku. Przez dodanie większej ilości tego związku do probówki pierwszej i drugiej możemy łatwo również i w nich wywołać pojawienie się barwy czerwonej.

Powróćmy jednak do rozpoczętego eksperymentu. Wodny (25—30%) roztwór soli kamiennej z dodatkiem paru kropel fenoloftaleiny wlej do rurki w kształcie litery „U" i do obu


25-30% ROZTWÓR
SOLI KUCHENNEJ
+
PARĘ KROPLI
FENOLOFTALEINY

jej końców zanurz pałeczki węglowe. Oczywiście pałeczki węglowe muszą być połączone jak zwykle: jedna z zaciskiem transformatorka, druga zaś z aluminiową elektrodą prostownika.

Po paru minutach trwania elektrolizy stwierdzisz, że i tym razem roztwór w okolicy jednej z elektrod różowieje, po czym przybiera barwę wyraźnie czerwoną. A więc obojętny dotychczas roztór w okolicy jednej z elektrod uzyskał nagle odczyn alkaliczny.

Jeżeli prześledzisz teraz uważnie połączenie, to z łatwością stwierdzisz, iż czerwone zabarwienie tworzy się zawsze wokół katody, czyli elektrody połączonej z ujemnym biegunem źródła prądu.

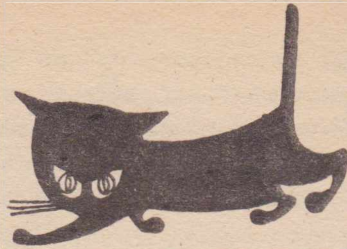
Oto podczas elektrolizy **siarczanu sodu Na_2SO_4, azotanu potasu KNO_3** lub jakichkolwiek soli tych metali na katodzie, na skutek zachodzących tam reakcji wtórnych, wydziela się gazowy wodór, a jednocześnie wokół elektrody powstaje roztwór wodorotlenku. Tak właśnie się dzieje, gdy stały prąd elektryczny przepływa przez wodne roztwory soli kamiennej czy też siarczanu sodu.

No dobrze, mówisz, ale na czym w takim razie polegało pisanie atramentem Nr 1, tym niebieskim.

Na razie odpowiem Ci tylko krótko — polegało ono na reakcji pomiędzy atomami jodu a koloidalnymi cząstkami skrobi.

Ponieważ widzę, że taka ogólnikowa odpowiedź Cię nie zadowala, proponuję wykonanie doświadczenia, które nazwijmy:

Jod w kagańcu



Do doświadczenia tego musisz mieć znów kilka gramów **jodku potasu KI.**

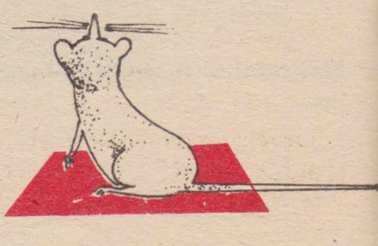
Dosłownie 2—3 takie kryształki rozpuść w probówce napełnionej do połowy wodą. W drugiej probówce rozpuść odrobinę mąki ziemniaczanej. Rozpuszczanie tej substancji odbywa się dosyć opornie, dlatego też probówką trzeba przez parę minut cierpliwie potrząsać.

Gdy mąka ziemniaczana już się rozpuści, dolej do niej otrzymany w probówce pierwszej roztwór jodku potasu. Podczas mieszania roztworów nie zaobserwujesz nic ciekawego. Jony jodu (I^-) są bardzo spokojne i nie zaczepiają cząstek skrobi.

Gdyby tak jednak tym jonom odebrać tylko jeden elektryczny ładunek ujemny, czyli zamienić je na obojętne atomy jodu, wówczas skrobia miałaby się z pyszna. Atomy jodu od razu zaatakują skrobię i zabarwią ją na sinoniebiesko.

Aby nie poprzestać jednak na gołosłownych zapewnieniach spróbuj sprawdzić to doświadczalnie.

Do probówki wlej 2—3 krople jodyny, rozcieńcz 15 cm^3 wody i dolej do tego 2—3 cm^3 roztworu skrobi. Zawartość probówki stanie się od razu niebieskogranatowa.

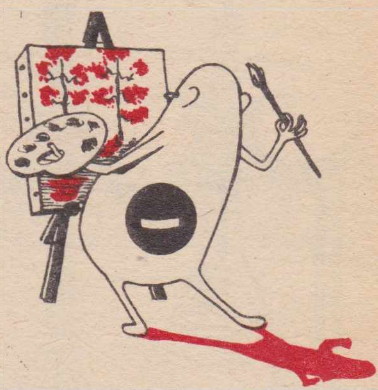


Zwykła jodyna jest to jod rozpuszczony w alkoholu etylowym z dodatkiem wodnego roztworu **jodku potasu KI.** Jodyna więc oprócz nieznacznej ilości jonów I^- zawiera przede wszystkim obo-

jętne atomy jodu I, które będą reagować na kolorowo ze skrobią.

Może by tak zaprząc do pomocy prąd elektryczny?

Świetnie, spróbujmy.



Ponieważ będzie to jednak taka próba wstępna, nie warto budować skomplikowanego układu. Najzupełniej wystarczy do zleweczki zawierającej wodny roztwór jodku potasu i skrobi zanurzyć dwie pałeczki węglowe połączone z prostownikiem.

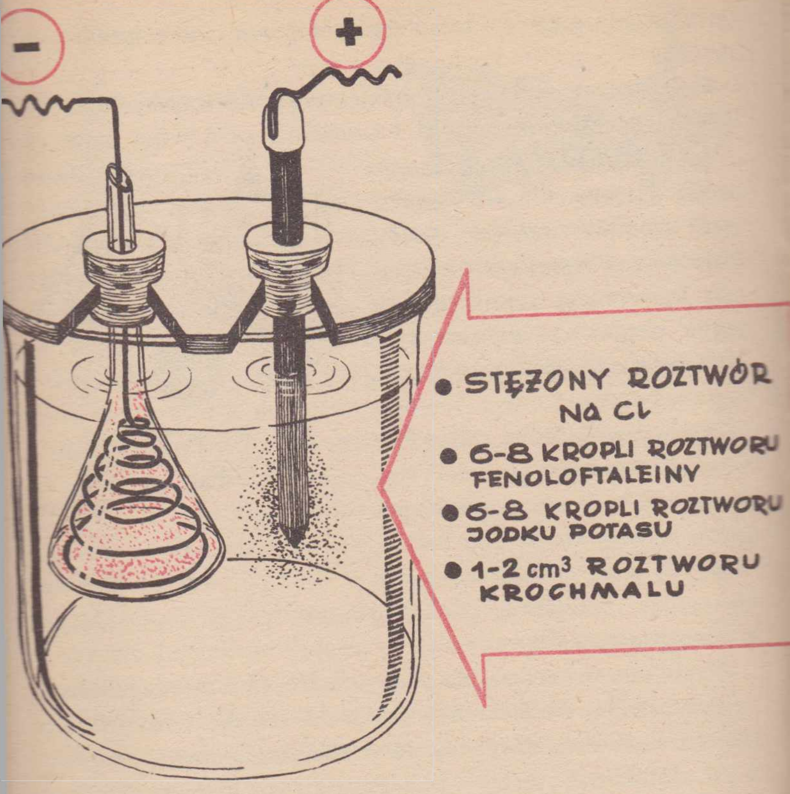
Chwila oczekiwania i... jest! Oto w okolicy jednej z pałeczek bezbarwny dotychczas roztwór poczyna lekko niebieszczeć. Po następnych paru minutach trwania elektrolizy roztwór w okolicy pałeczki, anody, stanie się już ciemnogranatowy.

Wynik taki był zresztą do przewidzenia. Oto aniony jodkowe I^- przybywszy do elektrody dodatniej, anody, oddały jej po jednym elektronie, zamieniły się w obojętne atomy I, i natychmiast zaatakowały skrobię, tworząc niebieską barwę.

Elektroliza w dwu kolorach

Spróbuj teraz wytworzyć jednocześnie oba efekty barwne, jakie pozwala Ci uzyskać elektroliza.

Pierwszy, będzie to barwienie się fenoloftaleiny na czerwono.



drugi zaś to reakcja jodu ze skrobią. Aby obie te barwy nie wymieszały się od razu ze sobą, zbudować musisz odpowiedni, lecz zupełnie prosty układ, taki, jaki Ci podaję na powyższym rysunku.

W grubej tekturowej pokrywce zlewki zrób 2 otwory i osadź w nich korki. Przez jeden korek przechodzi nóżka lejka szklanego odwróconego czaszą w dół, przez drugi — pałeczka

węglowa. Następnie z żelaznego drutu zwiń stożkowatą spiralę, włóż ją od dołu do czaszy lejka, a długi prosty koniec drutu od spirali przeprowadź górą przez nóżkę lejka. Napełnij dużą zlewkę gorącym stężonym roztworem soli kamiennej NaCl, do której dodaj:

a) 6—8 kropli roztworu fenoloftaleiny;

b) 1—2 cm^3 roztworu krochmalu (mąki ziemniaczanej);

c) 6—8 kropli roztworu jodku potasu KI.

Zlewkę nakryj tekturką z osadzonymi w niej lejkiem i pałeczką węglową. Teraz włącz prąd pamiętając, aby żelazny drut w lejku był elektrodą ujemną, czyli katodą, zaś pałeczka węglowa — anodą.

Niemal od razu po włączeniu prądu zauważysz, że w okolicy katody, czyli wokół żelaznego drutu, pod lejkiem pojawią się powoli opadające w dół czerwone smugi. Natomiast bezbarwna dotychczas ciecz w okolicy pałeczki węglowej — anody, przybierze zabarwienie niebieskie, przechodzące z czasem w granatowe.

Po 10—15 minutach nastąpi ustalenie się granicy pomiędzy różową a granatową barwą cieczy. Granica ta będzie przebiegać dokładnie wzdłuż dolnej krawędzi czaszy lejka.

Zestawienie obu tych barw, różowoczerwonej i granatowej, przy ostrej, wyraźnej ich granicy, wygląda doprawdy bardzo efektownie. Jeszcze piękniejszy efekt optyczny uzyskasz, prowadząc elektrolizę w zaciemnionym pomieszczeniu i oświetlając tylko zlewkę z boku latarką kieszonkową.

Czeka nas teraz jeszcze wyjaśnienie przyczyny pojawienia się tych barw.

Z kolorem czerwonym nie będzie większego kłopotu. Wywo-

łuje go przecież powstający przy katodzie wodorotlenek sodu działający z kolei na fenoloftaleinę.

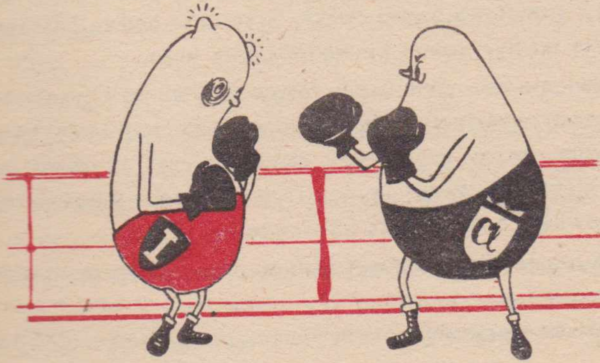
Słusznie, a co wobec tego powoduje pojawienie się w okolicy anody wolnych, obojętnych atomów jodu?

Charakterystyczna granatowa barwa roztworu w tej okolicy dobitnie świadczy, iż tu właśnie wolny, atomowy jod zetknął się ze skrobią.

Czy jednak jod wydzielił się na anodzie? Nie. Na anodzie wydzielił się przede wszystkim chlor. Skąd więc to niebieskie zabarwienie?

Chlor przeciwko jodowi

Zupełnie słusznie podejrzewasz, że do przemiany jonów jodkowych I^- w atomy jodu I przyczynił się prąd elektryczny. Tak, to prawda, ale działanie prądu było tu tylko pośrednie. Prąd elektryczny, przepływając przez roztwór chlorku sodu,



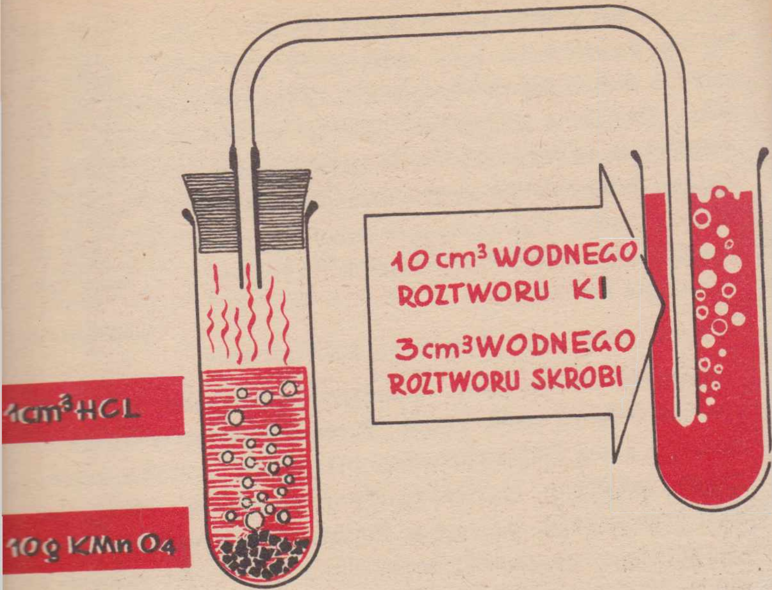
spowodował pewną reakcję, która dopiero z kolei przyczyniła się do powstawania jodu atomowego. Jak wiesz, normalnie podczas elektrolizy soli kamiennej na anodzie wydziela się gaz chlor. Jednak w przypadku ostatnio przeprowadzonego doświadczenia nawet bardzo staranna obserwacja pałeczki węglowej nie pozwoliła Ci na stwierdzenie powstawania banieczek chloru. Czyżby więc zachodziło jakieś nieporozumienie pomiędzy chlorem a pozostałymi składnikami roztworu? A jeżeli tak, to jakie i z którymi?

I tym razem niech wyjaśni to doświadczenie.

Najpierw weźmy chlor. Zobaczymy mianowicie, jakie jest jego działanie na jodek potasu. Ponieważ jednak w elektrolizowanym przez Ciebie roztworze była jeszcze i skrobia, trzeba przede wszystkim sprawdzić, czy przypadkiem chlor, jako bliski krewny jodu, nie daje ze skrobią też niebieskiego zabarwienia. Aby to sprawdzić, musisz otrzymać troszkę gazowego chloru. Najpraktyczniej będzie postąpić w ten sposób.

Do probówki wsyp 10—15 g ciemnofioletowych kryształków **nadmanganianu potasu $KMnO_4$**. Następnie dopasuj do probówki szczelny korek, przez który przeprowadź krótką, cienką rurkę szklaną. Na zewnętrzny koniec tej rurki nałóż 20—30 cm kawałeczek odpowiedniej średnicy węża gumowego lub ze sztucznego tworzywa. I oto aparat do otrzymywania gazowego chloru jest gotowy.

Teraz do drugiej probówki wlej 10—15 cm^3 wodnego roztworu skrobi. Z kolei otwórz probówkę z nadmanganianem potasu i wlej do niej 1 cm^3 kwasu solnego, szybko zamknij ją korkiem, a wylot węża gumowego umieść w probówce z wodnym roztworem skrobi.



U w a g a: Ponieważ powstający w tym doświadczeniu chlor jest szkodliwy dla zdrowia, eksperyment przeprowadź na otwartej przestrzeni lub jeszcze lepiej pod wyciągiem, np. na palenisku w piecu kaflowym.

Pod wpywem działania nadmanganianu potasu na kwas solny wydziela się gazowy **chlor Cl_2**. Gaz ten wprowadź do probówki z roztworem skrobi, a przekonasz się, że nie wywołuje on tu żadnej reakcji barwnej.

Wobec tego wykonaj następne doświadczenie.

Do czystej probówki wlej 5—10 cm³ wodnego rozcieńczonego roztworu jodku potasu i dodaj 2—3 cm³ wodnego roztworu

skrobi. Mieszanina obu tych roztworów jest oczywiście bezbarwna. Teraz w tej cieczy zanurz wąż gumowy i wprowadź nim ze swego aparaciku kilkanaście pęcherzyków gazowego chloru. Już pierwszy pęcherzyk tego gazu dokona w probówce wielkiego zamieszania. Objawi się to występowaniem niebiesko-granatowego zabarwienia. A więc mamy już teraz widoczne — może nie tyle czarno na białym, co niebiesko na białym — że chlor nie barwi skrobi, lecz jedynie przyczynia się do wydzielania jodu atomowego, który dopiero barwi skrobię.

Czy pamiętasz podany jeszcze w pierwszej książeczce *Galwanotechnika domowa* najprostszy sposób miedziowania żelaza lub cynku? — Oto wystarczy metale te zanurzyć na chwileczkę w kwaśnym roztworze **siarczanu miedzi(II)** $CuSO_4$, aby od razu pokryły się cieniutką warstewką metalicznej miedzi.

Prosty, a jednocześnie bardzo efektowny ten proces tak wyjaśniamy: żelazo lub cynk, jako metale mniej szlachetne od miedzi, wypierają miedź z roztworu, a same zajmują jej miejsce. Inaczej mówiąc, niewielkie ilości atomów żelaza lub cynku przechodzą do roztworu jako jony, Fe^{3+}, Zn^{2+}; a w zamian za to równoważna ilość jonów miedzi Cu^{2+} zamienia się w atomy i osiada na żelaznym czy też cynkowym przedmiocie.

Zupełnie podobną sytuację masz w przypadku jodu i chloru. Trudno tu mówić o jakiejś szlachetności, zresztą nawet i w stosunku do metali jest to pojęcie umowne, pochodzące jeszcze z czasów alchemii. Toteż lepiej jest tu mówić o aktywności, czyli zdolności czy też skłonności do tworzenia związków. Tak więc zarówno miedź, jak i jod są o wiele mniej aktywne od swych partnerów — żelaza, cynku i chloru. Chlor jest bardziej aktywny, jeśli więc tylko w otoczeniu swym napotka związki jodu, wypiera z nich jod, a sam wchodzi na jego miejsce.

W przypadku naszego jodku potasu reakcję taką możesz zapisać następująco:

$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$$

lub

$$K^+ + I^- + Cl^- \rightarrow KCl + I$$

Teraz już chyba wszystko jest jasne. Oto podczas elektrolizy soli kamiennej na anodzie wydziela się atomowy chlor. Ponieważ jednak w swoim najbliższym otoczeniu napotyka on związek jodu KI, wypiera z niego atomowy jod, a sam przechodzi w anion i zajmuje w roztworze miejsce anionów jodkowych.

Dlatego też dopóki wszystkie aniony jodkowe z otoczenia

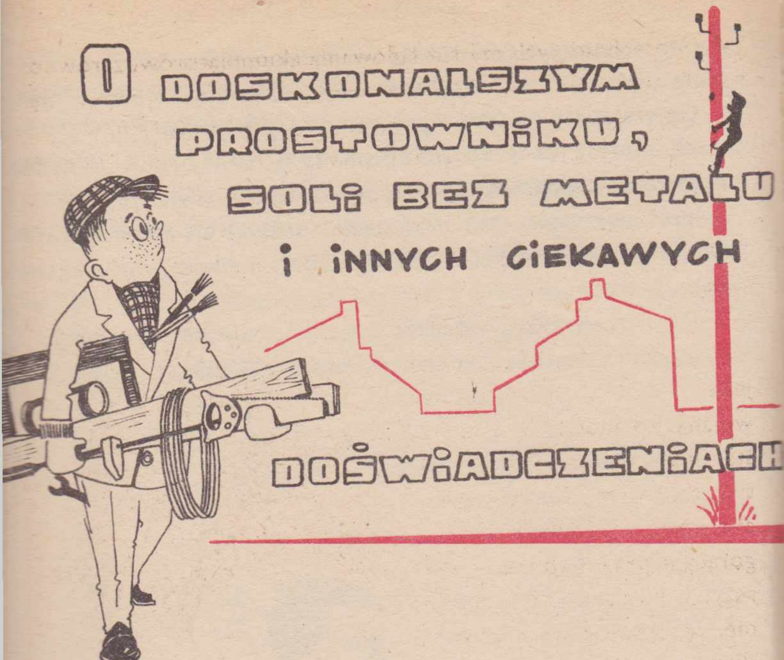


anody nie zostaną zamienione na atomy, nie zauważysz wydzielania się na pałeczce węglowej pęcherzyków gazowego chloru.

Opierając się na poznanych w tym rozdziale barwnych reakcjach, możesz już teraz sam projektować różne formy i odmiany kolorowej elektrolizy.

Jeżeli opracujesz jakąś nową efektowną formę takiej elektrolizy, to donieś mi o tym koniecznie.

O doskonalszym prostowniku, soli bez metalu i innych ciekawych doświadczeniach



Więcej pracy — większy efekt

Tak, jak to mówiliśmy sobie w chwilach szczerości, zwyczajniutki prostowniczek elektrolityczny co prawda działa (hm?), ale ma wiele wad, trudno go więc nazwać cudem techniki XX wieku.

Dlatego radzę Ci teraz wykonać większy, ulepszony nieco prostownik elektrolityczny, który będzie mógł pracować całymi godzinami i umożliwi Ci pobieranie prądu o natężeniu 2—3 amperów. Prostownik ten przydatny będzie również do prac

galwanotechnicznych czy też ładowania akumulatorów, zarówno handlowych, jak i tych własnej roboty, którymi zajmiemy się w rozdziale 8.

Najpierw trzeba rozwiązać problem naczynia. Możesz użyć naczynia szklanego, np. od mokrego ogniwa Leclanche'a lub od akumulatora ołowiowego, możesz użyć naczynia kamionkowego, fajansowego lub nawet szczelnie zbitej skrzynki z drewna sosnowego lub twardej płyty pilśniowej. Wymiary naczynia powinny wynosić 10×10×20 cm. Jeśli wybierzesz skrzynkę drewnianą, to musisz ją najpierw starannie zaimpregnować. W tym celu drewno zupełnie suche nasyć od środka pokostem gorącym, prawie wrzącym, dwa razy. Gdy pokost już wyschnie, następnego dnia wnętrze skrzynki wylej smołą.



Niezależnie od tego, jakie będzie Twoje naczynie, dorób do niego drewnianą pokrywę. Pokrywę tę również zaimpregnuj pokostem, a potem pokryj smołą.

A teraz sprawa elektrod.

Jedna z nich musi być wykonana z aluminium. Ponieważ zależy Ci na mocy prostownika, nie może to już być, tak jak poprzednio, drut, lecz elektrodę trzeba wykonać z blachy aluminiowej. Im większa będzie powierzchnia blachy aluminiowej, tym większe natężenie prądu będziesz mógł pobierać z Twego prostownika.

Kształt i wymiary elektrody aluminiowej dopasuj do kształtu

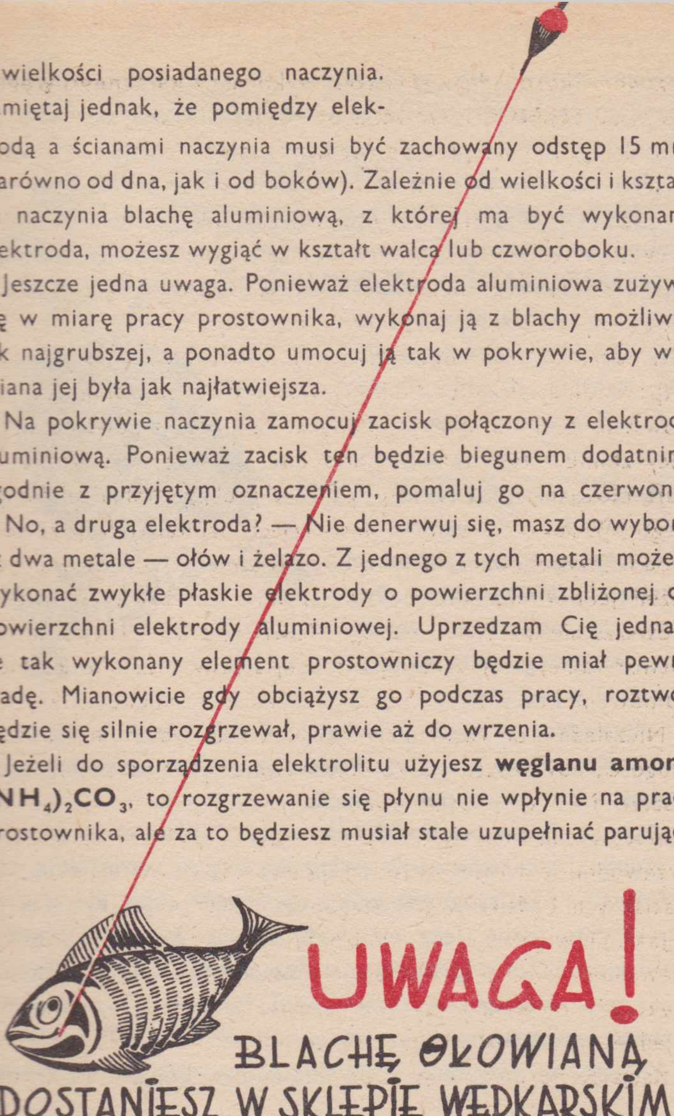
i wielkości posiadanego naczynia. Pamiętaj jednak, że pomiędzy elektrodą a ścianami naczynia musi być zachowany odstęp 15 mm (zarówno od dna, jak i od boków). Zależnie od wielkości i kształtu naczynia blachę aluminiową, z której ma być wykonana elektroda, możesz wygiąć w kształt walca lub czworoboku.

Jeszcze jedna uwaga. Ponieważ elektroda aluminiowa zużywa się w miarę pracy prostownika, wykonaj ją z blachy możliwie jak najgrubszej, a ponadto umocuj ją tak w pokrywie, aby wymiana jej była jak najłatwiejsza.

Na pokrywie naczynia zamocuj zacisk połączony z elektrodą aluminiową. Ponieważ zacisk ten będzie biegunem dodatnim, zgodnie z przyjętym oznaczeniem, pomaluj go na czerwono.

No, a druga elektroda? — Nie denerwuj się, masz do wyboru aż dwa metale — ołów i żelazo. Z jednego z tych metali możesz wykonać zwykłe płaskie elektrody o powierzchni zbliżonej do powierzchni elektrody aluminiowej. Uprzedzam Cię jednak, że tak wykonany element prostowniczy będzie miał pewną wadę. Mianowicie gdy obciążysz go podczas pracy, roztwór będzie się silnie rozgrzewał, prawie aż do wrzenia.

Jeżeli do sporządzenia elektrolitu użyjesz **węglanu amonu** $\mathbf{(NH_4)_2CO_3}$, to rozgrzewanie się płynu nie wpłynie na pracę prostownika, ale za to będziesz musiał stale uzupełniać parujący



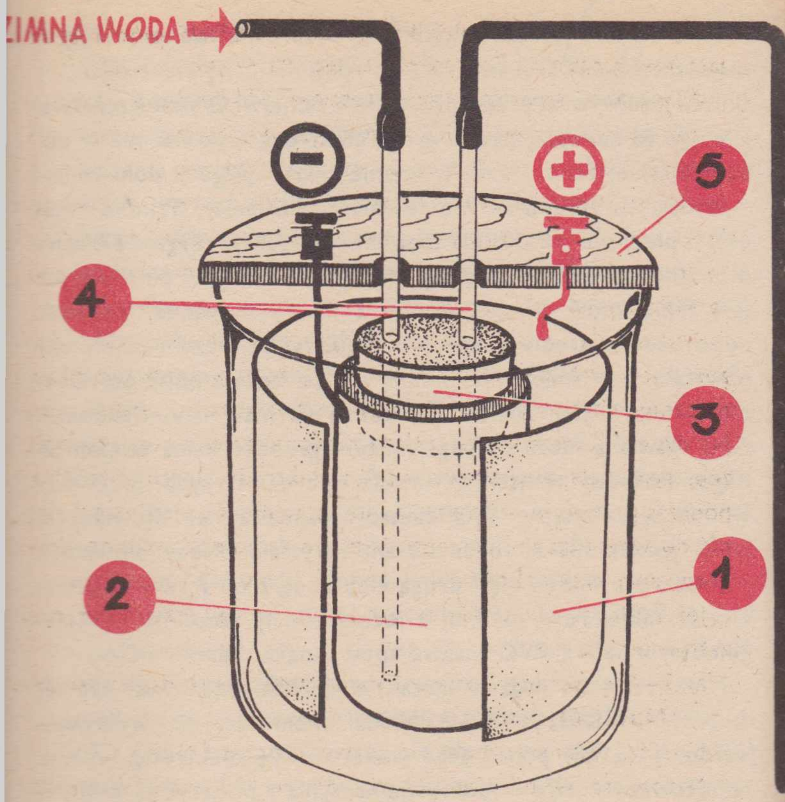
roztwór. Skoro jednak elektrolit wykonasz z **kwaśnego węglanu sodu $NaHCO_3$**, wówczas po rozgrzaniu się elektrolitu, na skutek intensywnej pracy, prostownik odmówi Ci posłuszeństwa. Dlatego to najlepiej będzie drugą elektrodę wykonać nie w postaci płaskiej blaszki, lecz w formie zamkniętego u dołu walca.

Widzę, że krzywisz się z niezadowolenia. Trudno mój drogi, pieczone gołąbki nie lecą same do gąbki. Wygięcie blachy ołowianej w rurę, a następnie zlutowanie brzegów ołowiem nie jest takie znów trudne. Potem z blachy ołowianej wytniesz odpowiedniej średnicy kółko i wlutujesz je szczelnie tak, aby powstało dno walca. Przypomnę Ci, że możesz pójść do składnicy złomu i tam znaleźć potrzebne Ci materiały. Doskonałą rurą ołowianą może być np. pancerz grubego kabla telefonicznego. Ponadto w starych instalacjach sanitarnych przewody wodne wykonywane były często właśnie z rur ołowianych. Jeżeli jednak nie zdobędziesz ani rury, ani blachy ołowianej, wówczas nie martw się i drugą elektrodę zrób z rury żelaznej. Otwór takiej rury zamknij z jednej strony szczelnie korkiem gumowym lub z PVC (nazwa spotykana w handlu PCW).

Niezależnie od rodzaju metalu elektroda-walec musi być tej długości, aby wisząc 1,5—2 cm nad dnem naczynia, wystawała jeszcze 1—2 cm ponad jego pokrywę. Tę elektrodę możesz zamocować na stałe w pokrywie naczynia i połączyć ją grubym przewodem z drugim zaciskiem pomalowanym na kolor czarny. Zacisk ten będzie Twoim biegunem ujemnym.

Ja tu mówię swoje, a Ty widzę, przestałeś pracować i z powątpiewaniem kręcisz głową. Bo jaki właściwie ma cel wykonanie elektrody ołowianej czy też żelaznej w postaci zamkniętego z jednej strony walca? Przecież to i kłopotliwe, i pracochłonne.

Racja. Roboty z tym jest sporo, ale za to wykonana tak elektro-



1 ELEKTRODA ALUMINIOWA +
2 —"— OŁOWIOWA -
3 KOREK GUMOWY
4 RURKI SZKLANE
5 POKRYWA DREWNIANA

da spełni podwójną rolę: będzie odprowadzała prąd i będzie zarazem bardzo skuteczną chłodnicą dla elektrolitu.

Aby jednak była tą pełnowartościową chłodnicą, postaraj się o odpowiedniej wielkości korek gumowy oraz dwie rurki szklane średnicy 4—6 mm. Obie rurki szklane przeprowadź szczelnie przez otwory w korku gumowym. Jedna rurka jest krótka, 4—5 cm, druga zaś winna sięgać prawie do dna metalowego walca-elektrody, co jest wyraźnie widoczne na rysunku zamieszczonym obok.

Aby wypróbować szczelność całej Twojej elektrody-chłodnicy, górny jej otwór zamknij korkiem gumowym, przez wąż gumowy nałożony na rurkę szklaną sięgającą dna naczynia nalej wody. Na drugą, krótszą rurkę szklaną nałóż także wąż gumowy. Wężem tym napływać będzie woda z elektrody. Jeżeli cały układ podczas przepływu wody okaże się szczelny, możesz już przystąpić do wykańczania elementu prostowniczego, a więc do przygotowania elektrolitu.

Jeżeli drugą elektrodę wykonałeś z ołowiu, jako elektrolit zastosować możesz:

a) 7—8% wodny roztwór **kwaśnego węglanu sodu Na** **$NaHCO_3$**; albo

b) 10% wodny roztwór **węglanu amonu $(NH_4)_2CO_3$**.

Natomiast w przypadku, gdy drugą elektrodę wykonałeś z żelaza, jako elektrolit zastosować możesz:

a) nasycony w temp. 20° C wodny roztwór **kwaśnego węglanu sodu $NaHCO_3$**; albo

b) 15% wodny roztwór **węglanu amonu $(NH_4)_2CO_3$**.

Muszę Ci jeszcze przypomnieć, w jaki sposób wykonać należy nasycony roztwór kwaśnego węglanu sodu .Roztwór nasycony to taki roztwór, w którym w danej temperaturze więcej danej

substancji nie może się już rozpuścić. W Twoim przypadku w 100 cm³ wody o temp. 20°C rozpuścić się może jedynie ok. 15 g $NaHCO_3$. Aby mieć pewność, że roztwór jest nasycony, na każde 100 cm³ wody weź około 18 g $NaHCO_3$.

Na zakończenie muszę Cię jeszcze lojalnie ostrzec, że wadą Twego prostownika będzie szybkie niszczenie przez korozję elektrody aluminiowej, zwłaszcza na granicy elektrolit—powietrze.

Ale nie martw się, znajdzie się na to rada. Korozji „zjadającej" zbyt szybko elektrodę aluminiową na granicy powietrze—elektrolit można zapobiec. Przede wszystkim pokrywę wraz z elektrodami zaraz po pracy możesz wyjmować z elektrolitu, myć i suszyć. Takie postępowanie będzie jednak niestety tylko półśrodkiem, nie zabezpieczy bowiem elektrody aluminiowej przed korozją na granicy powietrze — elektrolit podczas pracy prostownika. Dlatego też lepiej będzie elektrod nie wyjmować, a za to na elektrolit nalać 1—2 cm warstwę oleju mineralnego. Do tego celu możesz użyć oleju parafinowego lub dowolnego oleju samochodowego. Warstwa oleju ochroni elektrodę aluminiową przed korozją na granicy powietrze — elektrolit, a ponadto wybitnie zmniejszy parowanie wody z samego elektrolitu.



Wróćmy jednak do elektrolitów. Jednym z podanych roztworów napełnij swoje naczynie tak, aby do górnej jego krawędzi pozostawało jeszcze ok. 8 cm. Do roz-

tworu zanurz obie elektrody zamocowane na pokrywce i przez szparkę pomiędzy krawędzią naczynia a pokrywką wlej rurką gumową czy też igelitową tyle oleju mineralnego, aby utworzyła się 1—2 cm warstewka.

Aha, jeszcze jedna ważna sprawa. Pamiętaj, że nie wolno Ci zmieniać podanej kolejności postępowania oraz zastępować oleju mineralnego jakimkolwiek olejem spożywczym.

Pytasz dlaczego?

Po prostu gdybyś najpierw na elektrolit nalał warstewkę oleju, a dopiero później wprowadzał elektrody, wówczas elektrody przechodząc przez warstwę oleju zostaną zanieczyszczone. Poza tym dlatego musisz użyć oleju mineralnego, że nie reaguje on chemicznie z wodorem i tlenem powstającym podczas pracy prostownika ani też z tlenem z powietrza. Natomiast każdy z olejów spożywczych, a więc rzepakowy, sojowy czy lniany, reaguje chemicznie zarówno z wodorem, jak i z tlenem.

Prostownik, który przed chwilą wykonałeś, pozwala na pobieranie prądu o natężeniu 1 A, jeśli powierzchnia każdej z elektrod wynosi co najmniej 10 cm², a jeśli powierzchnia każdej z elektrod wynosi ok. 20 cm² — 2 A, jeśli 30 cm² — 3 A itd.

Oczywiście malutki transformatorek dzwonkowy jest na to o wiele za słaby, gdyż pobierać z niego można prąd o natężeniu 0,1 A. Dlatego też, aby czerpać prąd stały o natężeniu 1—2 A, Twój nowy prostownik musisz zasilać z większego już transformatorka. Do tego doskonale się nadaje transformatorek radiowy 220/12 V, 2 A ze starego odbiornika Mazur, Aga, Kujawiak.

Zasłużone nagrody

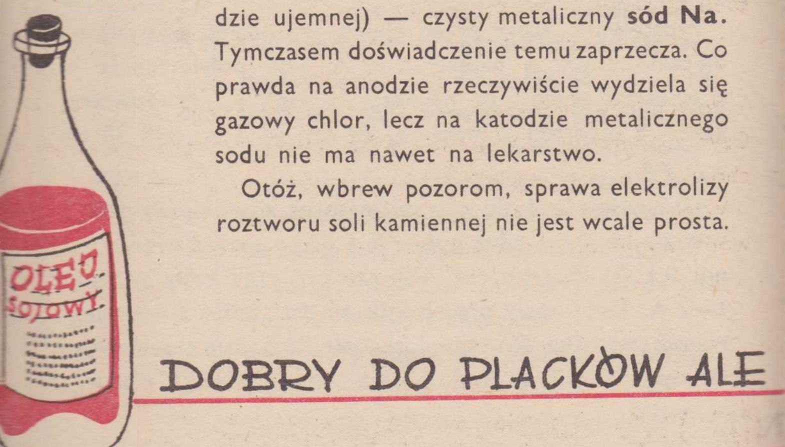
Należy Ci się teraz chwila odpoczynku, gdyż wykonanie większego prostownika było sprawą ciężką i trudną. Wobec tego wykonamy parę doświadczeń, w których oczywiście zaprzęgniemy do pracy świeżutko wykonany prostownik elektrolityczny.

Przedtem jednak chwila wspomnień.

Przypominam sobie, że w jednym z listów skarżyłeś się: elektroliza soli kamiennej NaCl nie dała rezultatów. Chciałeś otrzymać metaliczny sód, a tymczasem pomimo wielogodzinnych wysiłków na obu elektrodach wydzielały się stale tylko gazy, metalicznego sodu zaś nigdzie nie było widać.

Rozumowałeś tak: po rozpuszczeniu soli kamiennej pod wpływem elektrolizy na anodzie (elektrodzie dodatniej) powinien wydzielić się gazowy **chlor Cl_2**, zaś na katodzie (elektrodzie ujemnej) — czysty metaliczny **sód Na**. Tymczasem doświadczenie temu zaprzecza. Co prawda na anodzie rzeczywiście wydziela się gazowy chlor, lecz na katodzie metalicznego sodu nie ma nawet na lekarstwo.

Otóż, wbrew pozorom, sprawa elektrolizy roztworu soli kamiennej nie jest wcale prosta.



Nie wdając się w dosyć zawiłe szczegóły, musisz przyjąć, że jon sodowy Na^+ bardzo niechętnie i opornie zobojętnia się, przechodząc w atom Na. Dlatego też podczas elektrolizy roztworu soli kamiennej przy katodzie rozkłada się woda, przy czym wydziela się gazowy wodór. Pozostałe resztki cząsteczek wody, czyli aniony OH^- oraz kationy sodowe Na^+ tworzą rozpuszczony w wodzie wodorotlenek sodu.

Więc powtarzam raz jeszcze — prowadząc w zwykły sposób elektrolizę soli kamiennej, metalicznego sodu nie otrzymasz.

Jednak nie koniec na tym. Gdyby nawet jakoś zmusić kationy sodowe Na^+ do utraty ładunku elektrycznego i do wydzielania się w postaci atomów na katodzie, to i tak nie otrzyma się tego metalu w stanie wolnym.

Dlaczego?

Bo sód i woda to śmiertelni wrogowie. Sód, nawet tylko ze śladami wody natychmiast reaguje, tworząc wodorotlenek sodu i gazowy wodór:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

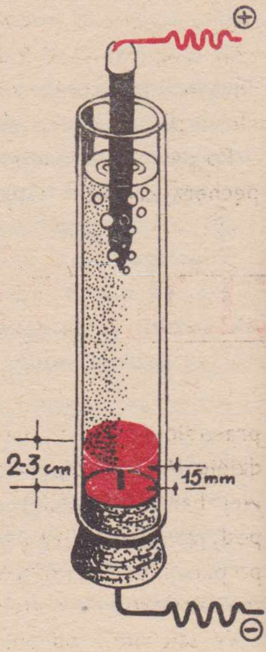
Powinieneś się raczej wstydzić tego ostatniego „dlaczego"! Czyż zapomniałeś już, że sód w szkolnym laboratorium przechowywany jest w nafcie?

Więc — czy wobec tego — pytasz dalej — nie dałoby się wody wyeliminować z naszego doświadczenia?

NIE DO PROSTOWNIKA — !

To pytanie nie jest wcale takie naiwne, jakby się to mogło w pierwszej chwili zdawać. Takie pytanie postawił sobie już prawie 150 lat temu znany chemik angielski, Davy, i właśnie eliminując wodę on pierwszy drogą elektrolizy otrzymał metaliczny sód i potas.

Eliminując wodę z elektrolizy soli musiałbyś w zamian za to postarać się o bardzo wysoką temperaturę. Krótko mówiąc, trzeba prowadzić elektrolizę bezwodnej, stopionej soli w temperaturze przeszło 800°C.



Jasne, że w warunkach domowych jest to niemożliwe do zrealizowania. Dlatego też pozostań przy roztworach wodnych, ale do pomocy weź rtęć. Spełni ona rolę rozjemcy i strażnika, który w pewnych warunkach nie pozwoli wodzie atakować sodu.

Aby próbę taką przeprowadzić, musisz najpierw wykonać odpowiednie urządzenie pomocnicze. Radzę, wykonaj je starannie, gdyż jeszcze będzie potrzebne do paru następnych doświadczeń. Zaczynamy więc:

Rurkę szklaną długości 15 cm, średnicy 25—30 mm zatkaj z jednej strony dokładnie dopasowanym korkiem. Przez korek ten przeprowadź szczelnie stalowy drut średnicy 1 mm, który

ma wystawać z korka do wnętrza rury ok. 15 mm. Rurę zamocuj pionowo korkiem w dół w statywie i na jej dno nalej 2—3 cm warstewkę rtęci. Pamiętaj, że koniec stalowego drutu nie może wystawać ponad poziom rtęci. Następnie do rurki wlej nasycony wodny roztwór soli kamiennej z paru kroplami fenoloftaleiny, po czym od góry rurki wprowadź drugą elektrodę — pałeczkę węglową. Dolną stalową elektrodę połącz z ujemnym, zaś pałeczkę węglową — z dodatnim biegunem prostownika tak, jak to widzisz na rysunku na s. 78. Włącz prąd i dobrze obserwuj elektrody.

Po pewnym czasie na pałeczce węglowej poczną się wydzielać pęcherzyki gazu. Jest to chlor, a więc wszystko przebiega

ELEKTROLIZER

prawidłowo. Za to na powierzchni rtęci nic się pozornie nie dzieje. Ale dlaczego wokół katody roztwór nie przybiera różowej barwy? Przecież z poprzednich doświadczeń wiemy, że podczas elektrolizy wodnych roztworów soli kamiennej już po paru minutach roztwór barwi się na czerwono, gdyż powstaje tam wodorotlenek sodu. Czyżby tym razem zaszły jakieś zmiany?

W zależności od pojemności rurki, jak też i ilości wlanej na jej dno rtęci, dopiero po 20—30 minutach trwania elektrolizy roztwór w okolicach katody pocznie różowieć. Równocześnie na powierzchni rtęci pojawią się drobniuteńkie pęcherzyki.

Jest to znak, że rtęć jest już bezsilna wobec przeważającej ilości atomów sodu. Kończmy przeto elektrolizę.

Jak się chyba domyślasz, przy takim prowadzeniu elektrolizy na rtęci, połączonej z biegunem ujemnym prostownika, wydziela się metaliczny sód. Metal ten natychmiast rozpuszcza się w rtęci, która go teraz chroni przed atakiem wody. Owszem, chroni, ale tylko do pewnych granic. Gdy bowiem zawartość sodu w rtęci przekroczy kilka procent, tak utworzony amalgamat zacznie poddawać się atakom wody. Ataki te osłabia jeszcze duże stężenie soli. Dlatego to poleciłem Ci wykonanie roztworu nasyconego.

Wyjaśnia się więc początkowy dziwny przebieg elektrolizy roztworu soli kamiennej. Oto w początkowej fazie na rtęciowej katodzie wydzielał się metaliczny sód, przy czym natychmiast rozpuszczał się w metalu. Dlatego właśnie początkowo nie obserwowałeś czerwonej barwy fenoloftaleiny, sygnalizującej obecność wodorotlenku sodu. Dopiero gdy stężenie sodu w rtęci przekroczyło pewną granicę, rozpoczął się atak wody na metaliczny sód. W wyniku tej potyczki powstał wodorotlenek sodu oraz wodór. Koniec ochronnego działania rtęci przeciw atakom wody na sód zasygnalizowało Ci więc pojawienie się czerwonego zabarwienia roztworu oraz maleńkich pęcherzyków gazu, gromadzących się na powierzchni rtęci.

A teraz zlej znad rtęci roztwór soli kamiennej, a amalgamat przenieś do dużej probówki. Do probówki tej dolej następnie czystej wody z dodatkiem paru kropli fenoloftaleiny.

W probówce wyraźnie coś się zaczyna dziać. Oto woda natychmiast przybiera już nie różową, lecz czerwoną barwę, a jednocześnie wydzielają się liczne pęcherzyki gazu. Jak łatwo się domyślić i przekonać, jest to wodór. Powstaje on w wyniku rozkładu amalgamatu sodu przez wodę. Woda reaguje z sodem zawartym w amalgamacie, przy czym, jak już wiesz, powstaje

wodorotlenek sodu i gazowy wodór, rtęć zaś pozostaje nienaruszona. Reakcję tę możemy zapisać następująco:

$$2HgNa^{*} + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + 2Hg\downarrow + H_2\uparrow$$

W ten sposób już od wielu lat produkowane są w przemyśle chlor, wodór oraz wodorotlenek sodu.

Ginie atrament

Proszę Cię, bez paniki! Atrament oczywiście w sklepach jest nadal do nabycia. Podtytuł ten dotyczy elektrochemicznego doświadczenia z atramentem, które zaraz wykonamy.

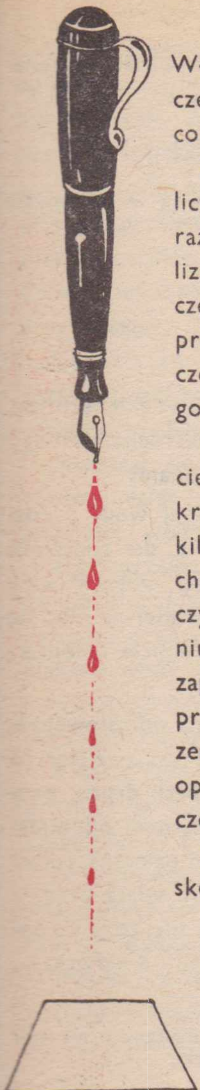
Do małej zleweczki odmierz 100 cm^3 zimnej wody i rozpuść w niej 20 g soli kamiennej NaCl. Teraz do roztworu wpuść 2—3 krople atramentu, ale nie więcej. Obserwujemy i oczekujemy reakcji. Ale prawdę mówiąc, właściwie nic się nie dzieje. Roztwór w zleweczce przybrał jednolicie niebieską barwę i na tym koniec.

Wobec tego na ściankach zleweczki zawieś na odizolowanym przewodzie miedzianym dwie pałeczki węglowe (takie ze starych bateryjek). Aby pałeczki nie wyśliznęły się z pętli drutu, przy ich końcach, na całych obwodach natnij, trójkątnym pilnikiem lub piłką do metali, płytkie rowki. Przewody od pałeczek połącz z prostownikiem i transformatorkiem, po czym włącz prąd.

Tym razem nic się właściwie nie dzieje. Lecz nie, to tylko pozory mylą. Poczekaj cierpliwie jakieś parę minut, a wówczas...

---

* Oczywiście amalgamat sodu nie jest związkiem chemicznym, nie możesz więc zapisu HgNa traktować jako wzoru cząsteczki.



Właśnie, tak po 5—7 minutach od chwili włączenia prądu wyraźnie zaczyna się coś dziać, ale co?

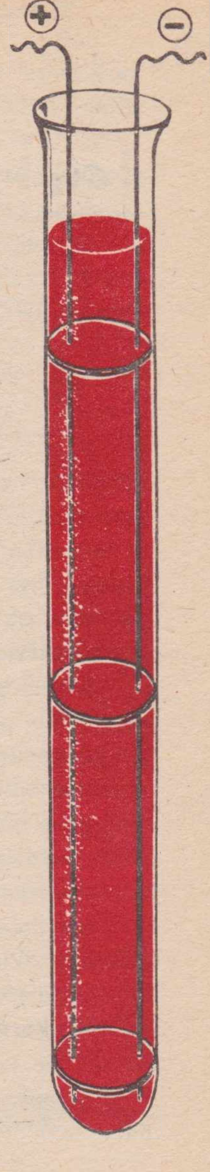
Z zewnątrz wygląda to tak, jak gdyby w okolicy jednej z pałeczek węglowych roztwór wyraźnie zjaśniał. Im dłużej trwać będzie elektroliza, tym wyraźniej odznacza się ta jaśniejsza część roztworu. Po kilkudziesięciu minutach prowadzenia elektrolizy cały roztwór w zleweczce wyraźnie zjaśnieje, aż wreszcie, po paru godzinach, odbarwi się całkowicie.

Doświadczenie, które Ci teraz opisałem, jest ciekawe i w zasadzie łatwe do wykonania, tylko kryje w sobie drobne „ale". Otóż podany czas, kilku czy kilkunastu minut trwania elektrolizy do chwili widocznej zmiany barwy roztworu dotyczy procesu prowadzonego prądem o natężeniu co najmniej 0,3—0,7 A. Jeżeli natomiast zaprzęgniesz do elektrolizy prostownik zasilany przez mały transformatorek dzwonkowy lub też zespół bateryjek, wówczas na wyraźny efekt optyczny odbarwiania się roztworu trzeba poczekać znacznie dłużej.

Aby uniknąć czekania godzinami na wyniki, skoro dysponujesz tylko słabym źródłem prądu stałego, opisane doświadczenie wykonaj nieco inaczej.

Zabarwiony atramentem wodny roztwór soli kamiennej wlej do probówki, po czym na jej brzegach zawieś, sięgające niemal

do dna, dwa stalowe druciki. Aby druciki te nie zwarły się przypadkiem, nałóż na nie w trzech miejscach rozpórki z polistyrenu czy celuloidu (rys. obok).



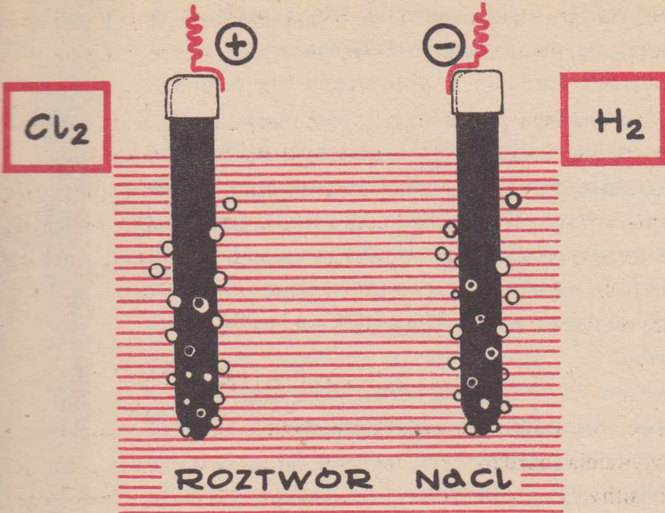
Wystające z probówki końce drucików stalowych połącz z biegunami posiadanego źródła prądu stałego. Dzięki zbliżeniu elektrod i dużej ich powierzchni w stosunku do niewielkiej ilości elektrolitu, zmiany barwy nastąpią stosunkowo szybko, nawet przy użyciu słabego źródła prądu stałego.

Doświadczenie wykonałeś, udało się. A teraz widzę, że medytujesz nad przyczyną znikania barwy.

Nie wiem, czy przypominasz sobie przepis na wykonanie tzw. plamozniku do atramentu, który podawałem Ci w jednej z poprzednich książeczek? Przypomnę Ci więc pokrótce, że wykonanie plamozniku do atramentu polegało na nasyceniu gazowym chlorem zimnego wodnego roztworu **wodorotlenku sodu NaOH.** Kropelka tak otrzymanego płynu, nałożona na ślad atramentu na papierze, w ciągu paru sekund usuwa go całkowicie.

Ale jaki to ma związek z naszym obecnym doświadczeniem? — pytasz.

Zanim Ci to wyjaśnię, sprawdź, proszę, przy której to elektrodzie podczas elektrolizy soli kamiennej z atramentem zaczyna się odbarwianie roztworu.



Uważna obserwacja doprowadzi Cię do wniosku, że odbarwianie roztworu rozpoczyna się i zachodzi głównie w okolicy anody, czyli pałeczki węglowej połączonej z dodatnim biegunem źródła prądu.

A czy pamiętasz, jakie to reakcje zachodzą podczas elektrolizy roztworu soli kamiennej? Proszę, powtórz. — Na anodzie, czyli na elektrodzie połączonej z dodatnim biegunem źródła prądu, wydziela się gaz, **chlor Cl_2**. Natomiast przy katodzie na skutek reakcji rozkładu wody wydziela się gaz, **wodór H_2**, oraz powstaje roztwór **wodorotlenku sodu NaOH**.

Brawo! Widzę, że pamiętasz wszystko doskonale. Możemy więc posunąć się nieco dalej.

Otóż skoro przestrzenie pomiędzy anodą a katodą w roztworze nie są przedzielone jakąś diafragmą, czyli przesłoną, to

po kilkunastu minutach trwania elektrolizy soli kamiennej, wskutek mieszania się, cały roztwór przybierze odczyn alkaliczny.

Jednak na tym jeszcze nie koniec. Gdy płyn otaczający anodę zawierać już będzie wodorotlenek sodu, rozpocznie się dalsza reakcja chemiczna. Oto wydzielający się na anodzie chlor bardzo chętnie reaguje z wodorotlenkiem sodu. W wyniku tej reakcji powstaje nowy związek — **podchloryn sodu NaOCl,** chlorek sodu oraz woda.

Reakcję taką możemy wyrazić równaniem:

$$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaOCl + H_2O + NaCl$$

Podchloryn sodu jest związkiem nietrwałym, który rozkładając się wydziela bardzo aktywny tlen atomowy. Podchloryn jest więc silnym utleniaczem, zdolnym do bielenia, odbarwiania oraz unieszkodliwiania bakterii. Właśnie dzięki tym właściwościom, podchloryn sodu zwany dawniej od nazwy miejscowości — woda z Jawelle, jest związkiem szeroko dziś stosowanym w przemyśle do bielenia wełny, celulozy, bawełny, słomy czy też gotowych już tkanin. Roztwór tego samego podchlorynu sodu służy jako plamoznik do atramentu.

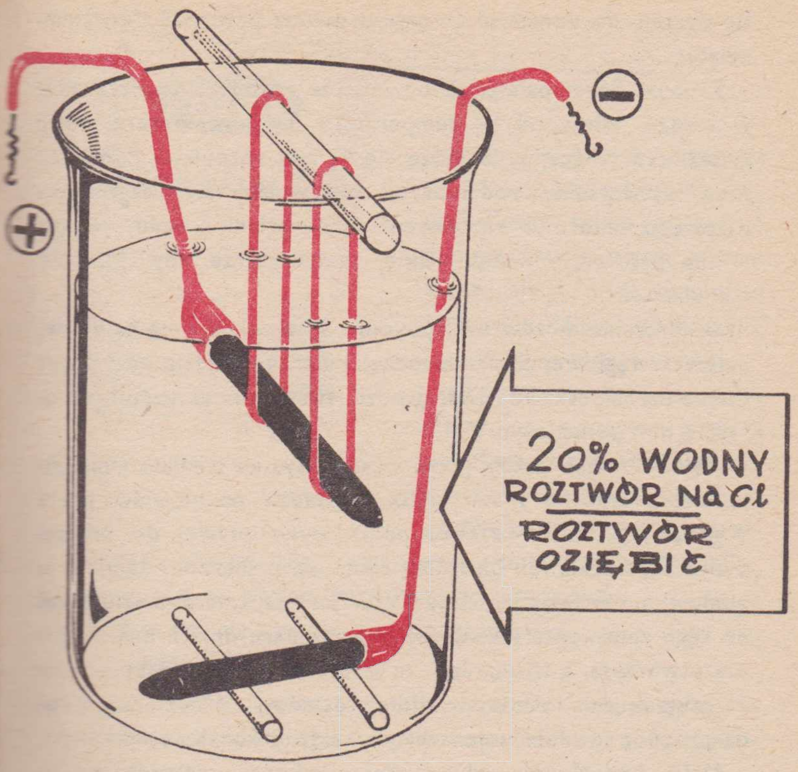
W przemyśle podchloryn sodu wytwarzany jest właśnie drogą elektrolizy wodnych roztworów chlorku sodu. Aby przyspieszyć proces tworzenia się podchlorynu, daje się małą odległość między elektrodami, a ponadto roztwór stale się miesza. I Ty również w celu przyspieszenia procesu potrząsaj często probówką, aby mieszać zawartą w niej ciecz.

Doświadczenia ze znikającym atramentem czy też z bieleniem wełny, słomy lub piór są bardzo efektowne. Warto więc wykonać od razu nieco więcej podchlorynu sodu.

Właśnie w tym celu zbuduj bardzo prosty przyrządzik do elektrolizy, a pracę swą zacznij od przygotowania dwu pałeczek węglowych, kawałka izolowanego drutu oraz dwu odpowiedniej średnicy rurek z tworzywa sztucznego lub gumowych. Średnice tych rurek muszą być takie, aby pałeczki węglowe wchodziły w nie ciasno i szczelnie. W nacięciach pałeczek zamocuj odizolowany drut, po czym na drut nałóż rurkę gumową. Rurka ta powinna najść na koniec pałeczki węglowej i dokładnie zakryć miejsce jej połączenia z drutem tak, jak to widzisz na rysunku na s. 87. Chodzi mianowicie o to, aby podczas elektrolizy nie roztwarzał się metalowy drut, doprowadzający prąd elektryczny do pałeczki węglowej. Dlatego też rurki izolacyjne musisz naciągać bardzo starannie.

Teraz potrzebna Ci będzie wysoka, wąska zlewka o pojemności 200—300 cm³. Na jej dnie połóż dwie rurki lub dwa pręty szklane. Na prętach tych poprzecznie, aby nie dotykać dna, będzie leżeć anoda — pałeczka węglowa połączona z dodatnim biegunem prostownika. Drugą pałeczkę, katodę, zawieś poziomo na 3/4 wysokości zlewki na paskach z folii polietylenowej lub na haczykach z rurek szklanych. Przypominam Ci, że do zawieszenia pałeczki nie wolno używać metali. Nie radzę również do tego celu stosować tektury czy też drewna, gdyż materiały te rozpuszczając się zanieczyszczą Ci roztwór.

Jeżeli teraz chcesz otrzymać na przykład podchloryn sodu, do tak przygotowanego naczynia (które nazwiemy fachowo elektrolizerem), wlej 20% roztwór soli kamiennej NaCl. Roztwór trzeba uprzednio jak najsilniej oziębić. Musisz bowiem wiedzieć, że przy wytwarzaniu podchlorynu sodu oprócz mieszania decydującą rolę odgrywa temperatura. Podchloryn powstaje tylko w temperaturze niskiej. Toteż jeśli podczas elektrolizy roztwór



— PVC LUB GUMA

się ogrzeje do ponad 30°C, proces musisz przerwać i roztwór oziębić.

Z nauki fizyki pamiętasz pewnie, że rozpuszczalność gazów w wodzie zależy od jej temperatury. Im temperatura wody niższa, tym więcej gazu może się w niej rozpuścić. Ponieważ przy wytwarzaniu podchlorynu zależy nam na reagowaniu gazowego chloru z roztworem wodorotlenku sodu, proces trzeba prowadzić w tak niskiej temperaturze, aby chlor się nie ulatniał.

O mieszanie możesz być spokojny. Wydzielający się na dolnej pałeczce węglowej chlor, uchodząc ku górze, będzie miał dosyć czasu, aby napotkać na swej drodze wodorotlenek sodu i utworzyć z nim podchloryn.

Aby otrzymać dobry podchloryn sodu, elektrolizę zimnego roztworu chlorku sodu musisz prowadzić co najmniej przez 3 godziny. Gotowy roztwór podchlorynu przelej do butelki z ciemnego szkła lub oklejonej ciemnym papierem i zamknij ją gumowym czy też korkiem z PVC. Pamiętaj: nie można używać do tego celu korka szklanego, gdyż po paru dniach butelki już nie otworzysz, a to dlatego, że wszelkie wodorotlenki reagują ze szkłem, dając silnie twardniejące naloty. Właśnie tego rodzaju nalot idealnie unieruchamia szklane korki docierane.

Mając podchloryn sodu, możesz wykonać wiele ciekawych doświadczeń odbarwianiem kwiatów, tkanin, piór. Mam nadzieję, że Twoje eksperymenty nie przyniosą nikomu szkody, lecz odwrotnie — mogą wybawić kogoś z kłopotu, jeśli będziesz umiał wywabić plamę z atramentu lub długopisu na papierze albo tkaninie. Ponieważ nie jestem tak w stu procentach pewien Twojej pamięci, przypominam, że papier czy tkanina odbarwione podchlorynem muszą być potem przemyte i zneutralizowane.



$Na_2S_2O_3$

Inaczej, jak mówią „operacja się uda, ale pacjent nie wytrzyma". Znaczy to, że podchloryn pięknie usunie plamy z atramentu, ale za to w tym miejscu powstanie dziura lub brzydki, już nie do usunięcia zaciek.

Dlatego też po usunięciu plamy np. z papieru zbiera się bibułą resztki podchlorynu, kilkakrotnie moczy się go w wodzie, osusza i wreszcie przeprowadza neutralizację roztworem tiosiarczanu $Na_2S_2O_3$. Związek ten w postaci bezbarwnych kryształków nabędziesz w każdym sklepie z artykułami fotograficznymi, gdyż służy on, do utrwalania błon i papierów.

Dawna nazwa tiosiarczanu sodu, antychlor, najlepiej chyba świadczy o zdolności tego związku do zwalczania i unieszkodliwiania chloru.

Podobnie po usunięciu podchlorynem atramentu z tkaniny trzeba ją koniecznie dokładnie zmoczyć w 10% wodnym roztworze tiosiarczanu sodu. W przeciwnym razie chlor zbyt długo działający na włókna zniszczy je. Z kolei resztki tiosiarczanu sodu musisz dokładnie usunąć wodą z mydłem.

O soli bez metalu

Na podstawie przeprowadzonych już licznych doświadczeń wiesz, że metale zawarte w solach podczas rozpuszczania się tych związków w wodzie tworzą kationy. Dobierając odpowiednie warunki elektrolizy, kationy te umiesz zobojętnić i jako metale wydzielić na katodzie.

No tak, ale co będzie, jeśli kation danej soli nie jest metalem?

Oburzasz się na to moje dziwne pytanie, mówiąc:

— Przecież wiadomo, że kation musi być metalem.

Nie bądź zbyt pewny siebie. Zaraz się przekonasz, że wcale nie musi być metalem.

Istnieją przecież związki, konkretnie mówiąc — sole, które w swym składzie nie zawierają żadnego metalu. Wbrew pozorom związki takie nie są wcale ani rzadkie, ani drogie. Krótko mówiąc, chodzi mi o popularne sole amonowe.

Aby nie było żadnych wątpliwości, zacznijmy od zwykłego wodorotlenku amonu. W potocznej mowie tzw. amoniak jest to gaz (NH_3) rozpuszczony w wodzie. Powstaje wówczas produkt handlowy, woda amoniakalna.

Do małej zlewki nalej 50 cm^3 wody amoniakalnej i dodaj parę kropli fenoloftaleiny. Roztwór natychmiast zabarwi się na czerwono. Teraz do roztworu tego powoli, porcjami, stale mieszając, dodawaj **kwas siarkowy H_2SO_4**. Nastąpi wówczas zwykła reakcja zobojętnienia, którą zapiszemy równaniem:

$$2NH_3aq + H_2O + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 + 2H_2O$$

W wyniku zobojętnienia wody amoniakalnej kwasem siarkowym powstaje sól, siarczan amonu oraz woda.

Kwas siarkowy małymi porcjami dodawaj tak długo, aż roz-

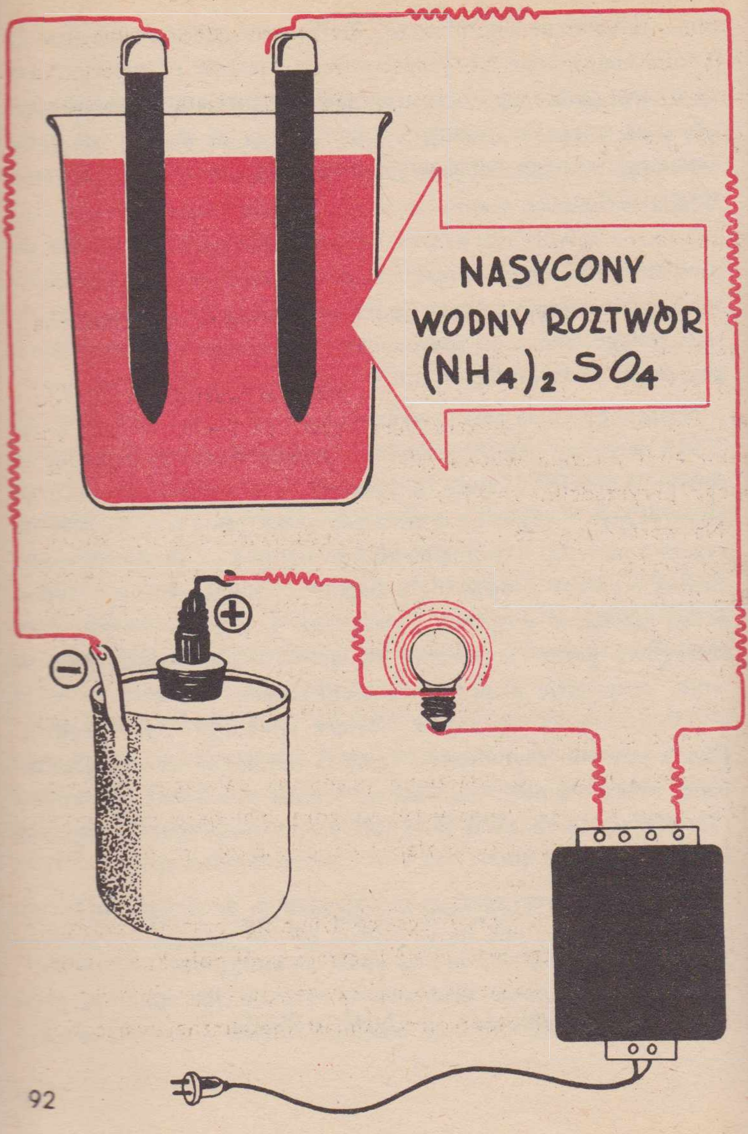
twór całkowicie się odbarwi. Zniknięcie czerwonego koloru fenoloftaleiny będzie świadectwem, iż roztwór przestał już być alkaliczny. Jeśli kwas dodawałeś małymi porcjami i roztwór był cały czas starannie mieszany, możesz przyjąć, iż z chwilą zniknięcia czerwonego zabarwienia, osiągnąłeś już całkowity stopień zobojętnienia.

Teraz roztwór **siarczanu amonu $(NH_4)_2SO_4$** przelej do parowniczki i zagęść przez odparowanie wody. Odparowanie wody przerwij, gdy poczną się pojawiać pierwsze białe kryształki ciała stałego. Wówczas roztwór odstaw na noc w zimne miejsce, aby skrystalizował się.

Następnego dnia zbierz wydzielone białe kryształki i sporządź z nich na zimno nasycony wodny roztwór. Roztwór ten wlej do zlewki i przede wszystkim sprawdź, czy przewodzi on prąd elektryczny. W tym celu zmontuj układ taki, jaki widzisz na rysunku na s. 92. — Jedną pałeczkę węglową zawieś na krawędzi zlewki i połącz z dowolnym biegunem prostownika. Z kolei drugą pałeczkę węglową połącz też z prostownikiem, lecz szeregowo przez żaróweczkę od latarki kieszonkowej. Prostownik, oczywiście poprzez transformatorek, włączasz do sieci i ... żaróweczka się zapala. Wyłącz ją jednak czym prędzej, gdyż z powodu zbyt dużego napięcia może ona łatwo się przepalić. Przez moment zdążyłeś się jednak przekonać, że wodny roztwór soli amonowej $(NH_4)_2SO_4$ doskonale przewodzi prąd elektryczny.

Nie ma w tym zresztą nic specjalnie dziwnego, przecież podczas rozpuszczania się w wodzie sói rozpada się, czyli dysocjuje na jony:

$$(NH_4)_2SO_4 \rightarrow 2NH_4^+ + 2SO_4^{2-}$$


NASYCONY
WODNY ROZTWÓR
(NH4)2 SO4

Nie ma tu metalu, ale za to jest złożony kation amonowy NH_4^+, od którego to biorą nazwę wszystkie sole wodorotlenku amonu, jak np. **azotan amonu NH_4NO_3, siarczan amonu $(NH_4)_2SO_4$** itp.

Chemiczna wata

A czyby nie udało się wydzielić tego dziwnego kationu na elektrodzie? — pytasz.

I owszem, można go wydzielić, ale pod warunkiem, że do elektrolizy użyjesz elektrolizera, czyli naczynia, w którym poprzednim razem wytwarzałeś amalgamat sodu. Rysunek takiego przyrządziku znajdziesz na s. 78.

Na warstewkę rtęci pokrywającą całkowicie stalowy drucik doprowadzający od dołu prąd elektryczny, nalej warstewkę 8—10 cm nasyconego wodnego i jak najzimniejszego roztworu $(NH_4)_2SO_4$. Od góry do rurki wprowadź pałeczkę węglową tak, aby jej koniec był zanurzony w roztworze. Pałeczkę węglową połącz z dodatnim, rtęć zaś przez stalowy drucik — z ujemnym biegunem prostownika.

W parę minut po włączeniu prądu na pałeczce węglowej poczną się tworzyć i ulatywać w górę maleńkie pęcherzyki gazu. Gdyby pęcherzyki te złapać do probówki, to przekonałbyś się, iż jest to tlen.

Nie traćmy jednak z oczu tego, co dzieje się teraz na katodzie. Oto początkowo rtęć matowieje i zatraca swój połysk, a następnie, o dziwo, poczyna jakby rosnąć czy też puchnąć. Po dalszych kilkunastu minutach elektrolizy zamiast metalicznej warstewki

dno probówki wypełnia jakaś szara ni to gąbka, ni to wata. To „coś" dalej puchnie i powiększa się.

Niestety, zabawa taka nie trwa długo i szara wata zaczyna teraz powoli się kurczyć. Gdy tylko wyłączysz prąd, owo kurczenie będzie postępować jeszcze szybciej. Efektowne zjawisko, którego byłeś świadkiem, polegało na powstawaniu i rozkładzie amalgamatu amonu. Ten dzielny kation NH_4^+ tak dobrze zastępuje metal, że wzorem metali tworzy z rtęcią amalgamat.

Oto wskutek przepływu prądu elektrycznego przez roztwór $(NH_4)_2SO_4$ kation NH_4^+ podąża ku katodzie, ku rtęci. Tu następuje równoczesne elektryczne zobojętnienie i rozpuszczenie się w rtęci. To zobojętnienie pociąga za sobą dla amonu fatalne skutki. O ile bowiem jako jon NH_4^+ w roztworze czuje się on doskonale i jest trwały, o tyle pozbawiony środowiska wodnego i ładunku elektrycznego przypomina rybę na piasku. Dlatego to żywot amonu (NH_4) praktycznie kończy się z chwilą oddania ładunku elektrycznego. Co prawda gościnna rtęć roz-



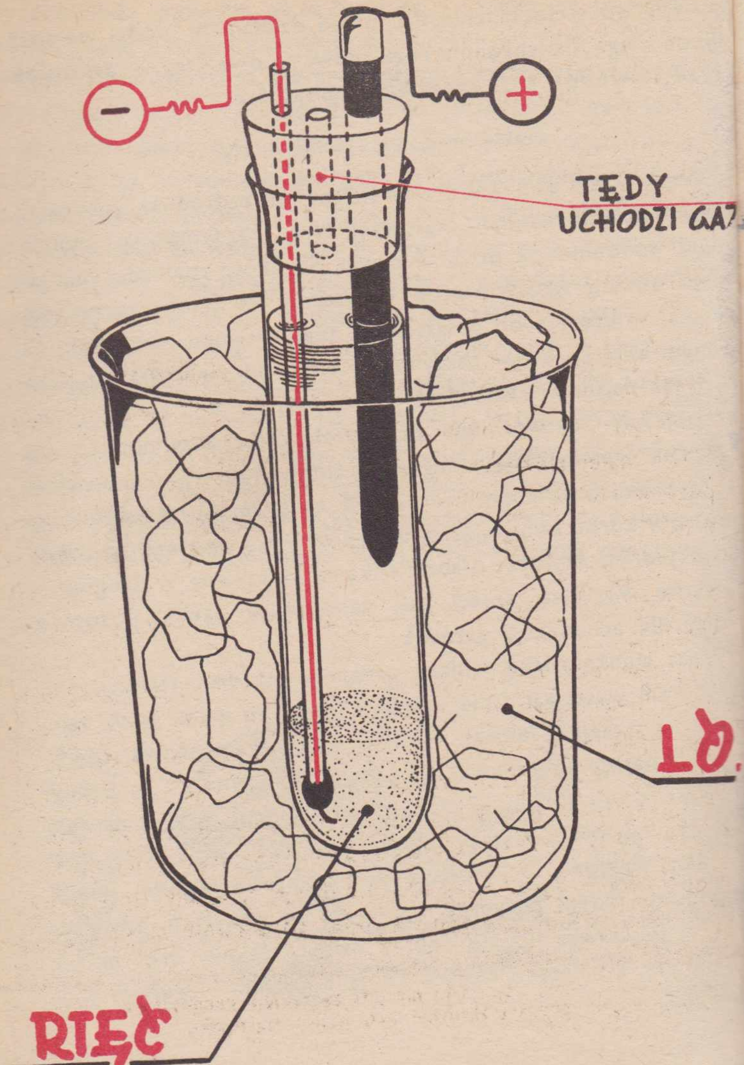
puszcza go w sobie, chroniąc przed działaniem wody, ale nasz amon ulega nieuchronnie rozkładowi na dwa gazy — **amoniak** $\mathbf{NH_3}$ i **wodór** $\mathbf{H_2}$, co można zapisać tak:

$$2NH_4^+ + 2_e^- \rightarrow 2NH_3\uparrow + H_2\uparrow$$

Właśnie te dwa gazy, powstające bezpośrednio wewnątrz rtęci wskutek rozkładu cząsteczek NH_4, rozdymają ją i spulchniają, podobnie jak drożdże ciasto. Szybkość rozkładu amalgamatu amonu zależy przede wszystkim od temperatury roztworu, w którym on powstaje. Z tego powodu zwracałem Ci uwagę, abyś rurkę — naczynie do elektrolizy napełnił oziębionym jak najsilniej roztworem siarczanu amonu.

Ponieważ roztwór ten na skutek elektrolizy szybko się ogrzewa, wytwarzanie amalgamatu amonu radzę przeprowadzić w aparaciku pokazanym na rysunku na s. 96. Aby go wykonać, musisz w korku zamykającym dużą probówkę wywiercić 3 otwory. W jednym otworze osadź cienką rurkę szklaną, w drugim — pałeczkę węglową, trzeci zaś, najmniejszy otwór, pozostaw wolny dla uchodzenia gazów.

Przez cienką rurkę szklaną przeprowadź drut stalowy tak, aby dołem wystawał z niej około 5 mm. Ten wylot rurki zalej już teraz szczelnie lakiem. Na dno probówki nalej warstewkę rtęci, a następnie dolewaj — prawie do pełna — nasycony, wodny roztwór $(NH_4)_2SO_4$. W korku zamocuj rurkę z drutem (tak, aby zatopiony lakiem koniec pogrążony był w rtęci) oraz pałeczkę węglową. I wreszcie wstaw probówkę do zlewki napełnionej lodem posypanym solą. Po 20 minutach, gdy roztwór w probówce już się dobrze oziębi, stalowy drut połącz z ujemnym, a pałeczkę węglową — z dodatnim biegunem prostownika.

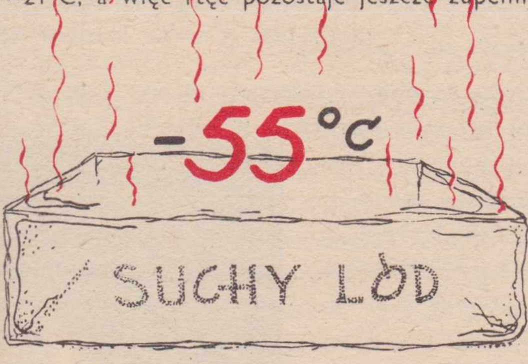

TĘDY
UCHODZI GAZ
LÓD
RTĘĆ

Teraz będziesz mógł dobrze obserwować powstawanie amalgamatu amonu i związane z tym rośnięcie oraz puchnięcie rtęci. Gwarantuję Ci, że trud wykonania chłodzonego lodem aparaciku opłaci Ci się sowicie.

Przypominam sobie w tej chwili, iż kiedyś w pełnym entuzjazmu liście donosiłeś mi, że możesz dostać suchy lód. I teraz zapewne skaczesz z radości, że będziesz mógł go użyć jako środka oziębiającego i w ten sposób przedłużyć „żywotność" amalgamatu amonu.

Nie, mój kochany, wszelka przesada jest zła. Rzeczywiście, Im niższa temperatura, tym trwałość amalgamatu amonu większa. To racja. Ale nie bardzo pamiętasz, do jakiej temperatury można oziębiać ciała suchym lodem. Więc przypominam, że do ok. —55 C. Tymczasem rtęć krzepnie już w temperaturze ok. —39 C.

Rozumiesz więc, że suchy lód to nadmiar gorliwości. Przy jego użyciu zamrozisz rtęć na kamień. W czym by się więc rozpuszczały w trakcie elektrolizy nieszczęsne cząsteczki NH_4? Natomiast mieszanina lodu czy śniegu z solą oziębia najwyżej do ok. —21 C, a więc rtęć pozostaje jeszcze zupełnie ciekła.



O różnych metalach, roztworach i ogniwach galwanicznych

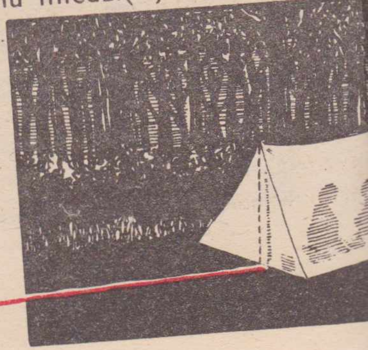


Prąd z dwu blaszek

Napełnij zlewkę do 3/4 wodą, po czym na jej górnej krawędzi zawieś z jednej strony blaszkę cynkową, a z drugiej — blaszkę miedzianą. Zarówno blaszka miedziana, jak i cynkowa powinny być zupełnie czyste. Postaraj się teraz o żarówkę 1,5 lub 2 V i połącz je za pomocą drucików z blaszkami wiszącymi w zlewce.

Żaróweczka się nie świeci...

Wobec tego do wody wypełniającej zlewkę dodaj 5—10 kropl stężonego roztworu **siarczanu miedzi(II) $CuSO_4$**, i całośc zamieszaj. Roztwór taki otrzymasz, rozpuszczając na gorąco łyżeczkę niebieskich kryształków siarczanu miedzi(II) w probówce wody.



No i co?

Żaróweczka się zaświeciła?

Doświadczenie to jest proste i widzę, że spodobało Ci się. Tylko uprzedzam, dalsze dolewanie do zlewki roztworu siarczanu miedzi(II) nic nie pomoże, żaróweczka nie będzie się przez to świeciła jaśniej ani dłużej.

Widzę, że zastanawiasz się, bo nie bardzo możesz sobie wyjaśnić rolę siarczanu miedzi(II) w tym doświadczeniu. Dodanie tego związku do wody wywołało w obwodzie przepływ prądu elektrycznego, co nam zasygnalizowało świecenie żaróweczki. Otóż dolaniem tych kilku kropli roztworu siarczanu miedzi(II) zapoczątkowaliśmy cykl reakcji elektrochemicznych, w których wyniku powstaje energia elektryczna.



Pytasz:

— Ba, ale gdzie i z czego ona powstała? Przecież energia elektryczna nie może powstać sobie ot tak, z niczego.

Zgoda, masz rację. Energia elektryczna, wytworzona w zlewczce, nie powstała oczywiście z niczego. Dodawanie roztworu siarczanu miedzi(II) zapoczątkowało reakcję przemiany energii chemicznej w energię elektryczną. Twoja „chemiczna" elektrownia, zbudowana z dwu metalowych blaszek zanurzonych w roztworze siarczanu miedzi(II), jest urządzeniem ogromnie prymitywnym. Proszę, nie miej pretensji, gdy już po paru minutach przestanie działać. Na przykładzie tak prostego doświad-

czenia chciałem Ci tylko pokazać, że nawet w domowych warunkach możemy łatwo wytwarzać energię elektryczną kosztem reakcji chemicznych.

To, co się dzieje w zlewce z blaszką cynkową i miedzianą po dodaniu roztworu siarczanu miedzi(II) jest przeciwieństwem procesów poprzednio przez Ciebie przeprowadzanych. Podczas przepływu prądu elektrycznego przez roztwory na elektrodach wydzielały się różne produkty elektrolizy. Teraz natomiast, dzięki stopniowemu rozpuszczaniu się jednej z elektrod (blaszki cynkowej), wytwarzana jest energia elektryczna.

Od odkrywcy tego rodzaju procesów, Włocha Galvaniego, urządzenia wytwarzające energię elektryczną kosztem energii chemicznej zwane są ogniwami lub elementami galwanicznymi.

Jedno z najprostszych ogniw galwanicznych, lecz o dużym już napięciu, zbudował żyjący na przełomie XVIII i XIX wieku uczony włoski, Aleksander Volta. Zbudowany przez niego tzw. stos galwaniczny składał się z ponad stu blaszek cynkowych, i tyluż blaszek srebrnych. Blaszki te, poprzekładane krążkami bibuły nasyconymi wodnym roztworem wodorotlenku potasu Volta poukładał w wysoki stos. W stosie tym na płytce srebrnej leżał krążek mokrej bibuły, potem blaszka cynkowa, znowu krążek bibuły, blaszka srebrna itd. aż do stu. Prąd elektryczny odprowadzany był przewodem z jednego końca od blaszki srebrnej, a z drugiego końca od blaszki cynkowej.

Napięcie dostarczane przez stos Volty było tak wysokie (ok. 180 V), że wywoływało groźne porażenia.

Od czasu odkrycia Galvaniego oraz badań Volty minęły już blisko dwa wieki, nic więc dziwnego, że przez ten czas zbudowano i przebadano niemal setkę najróżniejszego typu ogniw. Nie mam tu zamiaru wymieniać ich wszystkich,a cóż dopiero

opisywać dlatego, że tylko nieliczne z nich mają jakieś znaczenie praktyczne i tylko niektóre z nich są wykonalne w warunkach domowych.

Zaletą ogniw galwanicznych jako źródeł prądu stałego jest prosta budowa, niezawodność działania i możliwość pobierania z niektórych z nich prądu o dużym natężeniu. Nie wolno Ci jest jednak zapomnieć o ich wadach. Otóż słabą stroną ogniw galwanicznych jest małe napięcie dostarczonego przez nie prądu. Napięcie to dla pojedynczego ogniwa wynosi zwykle od 1 do 1,5 V. Stąd wniosek, że w przypadku, gdy pragniemy otrzymać do doświadczeń prąd o napięciu 6 V, trzeba zbudować i odpowiednio połączyć 4 albo nawet 6 pojedynczych ogniw.

Ogniwa najtypowsze

Nazwę taką można nadać ogniwom opracowanym przez Francuza nazwiskiem Leclanche (czyt. Leklansze). Ogniwa tego typu, dzięki bardzo prostej budowie zdobyły sobie ogromną popularność.

Aby zbudować samemu ogniwo Leclanchego, musisz zgroma dzić następujące materiały:

1) naczynie szklane, gliniane lub porcelanowe, pojemności ok. 1—1,5 l;
2) kawałek blachy cynkowej;
3) możliwie dużej średnicy pałeczkę węglową;
4) **dwutlenek manganu(IV) MnO_2** (tzw. braunsztyn);
5) **chlorek amonu, NH_4Cl** (tzw. salmiak).

Pracę rozpocznij od uszycia z półtna woreczka o średnicy 2—3 cm. Długość woreczka zależy od długości posiadanej

1



2



pałeczki węglowej. Woreczek musi być od niej nieco krótszy, o 1—2 cm. Przy końcu pałeczki węglowej piłką do metalu lub krawędzią trójkątnego pilniczka wykonaj wzdłuż całego obwodu płytkie nacięcie. Posłuży Ci to do wygodnego zamocowania odpowiedniego drutu miedzianego.

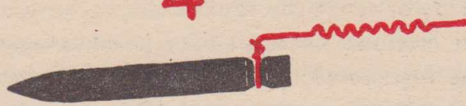
Teraz do woreczka wstaw pałeczkę węglową i obłóż ją wokoło braunsztynem zarobionym wodą. Ciastowatą masę braunsztynu ubij silnie wokół pałeczki, po czym woreczek u góry zaszyj. W ten sposób jeden element ogniwa masz już gotowy.

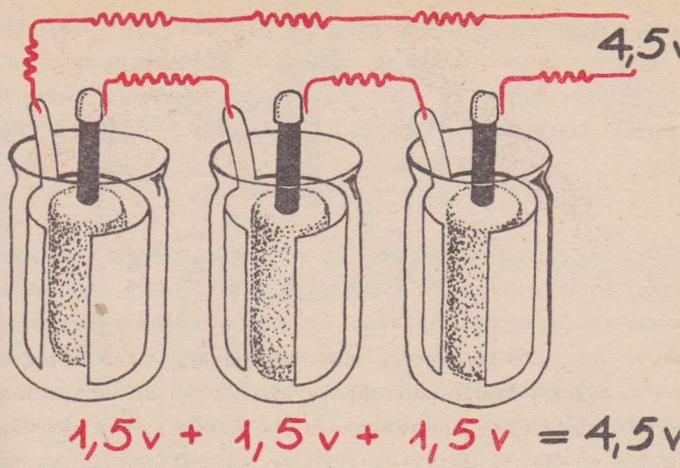
Teraz kawałek blachy cynkowej zegnij w rurkę o średnicy 5—6 cm. Blisko krawędzi blachy wywierć mały otworek i zamocuj w nim drut miedziany. Blaszkę cynkową w kształcie rury

3



4





wstaw do naczynia, w środku zaś rury z blachy umieść woreczek z pałeczką.

W 1 dm³ wody rozpuść 200 g **chlorku amonu NH_4Cl**, i otrzymany roztwór wlej do naczynia. Roztworu nalej tyle, aby koniec pałeczki węglowej wystawał ok. 2 cm ponad poziom płynu.

Ogniwo jest już gotowe. Blacha cynkowa stanowić będzie biegun ujemny, pałeczka węglowa zaś — biegun dodatni.

Skoro już wypróbowałeś swoje ogniwo za pomocą żaróweczki czy dzwonka i przekonałeś się, że działa, to — powiem Ci — że daje ono napięcie 1,5 V i pracować może 50 do 70 godzin. Jasne więc, że gdybyś chciał pobierać prąd elektryczny o napięciu np. 4,5 V, musisz zbudować trzy takie ogniwa i połączyć je szeregowo. Mówiąc prościej: pałeczkę węglową ogniwa pierwszego łączysz wtedy z blaszką cynkową drugiego, zaś

pałeczkę węglową ogniwa drugiego — z blaszką cynkową ogniwa trzeciego, czyli tak, jak to widzisz na powyższym rysunku.

Zapamiętaj sobie, że przy tego rodzaju łączeniu zwanym łączeniem szeregowym, napięcia poszczególnych ogniw sumują się.

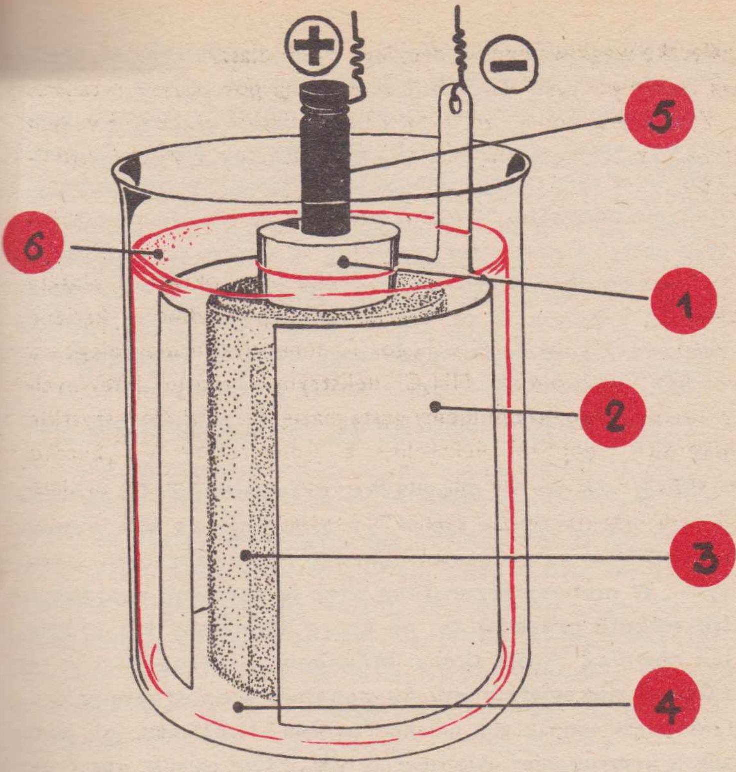
$$1,5\ V + 1,5\ V + 1,5\ V = 4,5\ V$$

Chcę Ci jeszcze powiedzieć, że wszystkie okrągłe i płaskie baterie do latarek to nic innego, jak odpowiednio wykonane i połączone ogniwa Leclanchégo. To inne wykonanie polega na dodaniu do roztworu NH_4Cl dekstryny i trocin drzewnych w wyniku czego otrzymujemy gęstą mazię. Mazia ta ma wszystkie własności płynnego elektrolitu a jednocześnie jest bardzo wygodna w użyciu, bo się nie wylewa. Tak wykonane ogniwo Leclanchégo nazywamy ogniwem suchym.

Proste i niezawodne

Opiszę Ci teraz budowę innego nieco typu ogniwa, które opracował wielki uczony niemiecki, Bunsen. Odznacza się ono prostą budową, nie zawodzi w działaniu i — co jest ważne — można z niego pobierać prąd o znacznym natężeniu.

Aby wykonać ogniwo Bunsena, musisz postarać się o rurkę szamotową lub glinianą albo też o wazonik wysmukłego kształtu, z niepolewanej gliny. Rola rurki czy też niepolewanego wazonika polega na tym, że stworzy ona porowatą przegrodę, która będzie skutecznie zapobiegała mieszaniu się dwu różnych roztworów, znajdujących się po obu stronach przegrody, i że jednocześnie przegroda ta w stanie mokrym swobodnie będzie



1. KOREK GUMOWY
2. BLACHA CYNKOWA
3. NACZYNIE GLINIANE
4. NACZYNIE SZKLANE
5. PAŁECZKA WĘGLOWA
6. 10% KWAS SIARKOWY

przepuszczać prąd elektryczny. Dlatego nie możesz do naszego celu użyć wyrobów glinianych ozdobionych polewą.

Takie gliniane naczynie zaopatrzyć musisz w szczelnie dopasowany korek gumowy lub igelitowy. Z blachy cynkowej zwiń teraz rurę takiej średnicy, aby wchodziło w nią swobodnie naczynie porowate. Następna czynność to wstawienie porowatego naczynia wraz z rurą cynkową do dużego słoja szklanego.

Teraz do porowatego naczynia wlej stężony **kwas azotowy** $\mathbf{HNO_3}$ i zanurz w tej cieczy odpowiednio długą pałeczkę węglową. Z kolei do słoika szklanego wlej 10% **kwas siarkowy** $\mathbf{H_2SO_4}$. Aby uniknąć łatwej, a bardzo przykrej pomyłki, przed nalewaniem kwasów spójrz jeszcze raz na zamieszczony rysunek na s. 105.

Czuję się tu w obowiązku przypomnieć Ci (chociaż jestem przekonany, że sam o tym pamiętasz), **że oba wymienione kwasy są związkami bardzo silnie parzącymi i żrącymi. W niebezpieczeństwie więc są zarówno znajdujące się wokoło przedmioty, na które kapnęłaby ich kropla, jak również Twoja skóra. Mówienie o ostrożności w tej sytuacji nie wydaje mi się zupełnie niepotrzebne.**

Wróćmy jednak do naszego ogniwa. Nadchodzi już pora, aby je wypróbować. Ale obecnie nie będzie nam do tego celu służyć dzwonek czy żaróweczka, bo to ogniwo przejdzie od razu przez ciężką próbę.

Wytnij z plecionki miedzianej jeden cienki drucik. Spleć go dokładnie do połowy z kawałkiem grubego drutu miedzianego. Koniec grubego drutu opleć wokół pałeczki węglowej, zaś cienką końcówką dotknij do oczyszczonej krawędzi blachy cynkowej. Jeżeli całe ogniwo zmontowałeś prawidłowo, to cienki drucik miedziany natychmiast rozgrzeje się do czerwo-

ności i przepali. Nie ma się tu czemu dziwić, ostatecznie przepłynął przez niego prąd o natężeniu około 20 A.

No i jaką masz teraz minę?

Trochę Cię zaskoczyło to, co sam wykonałeś. A ja powtarzam raz jeszcze — ogniwo Bunsena przy zwarciu, czyli tzw. krótkim spięciu, dostarcza prądu o natężeniu ok. 20 A. Prądu takiego nie mogą dostarczyć nam poprzednio opisane ogniwa Leclanchégo. Stąd dalszy wniosek, że z ogniw typu Bunsena można podczas doświadczeń pobierać prąd o natężeniu 3—5 A. Treścią tych doświadczeń nie zawsze przecież będzie dokonywanie spięć.

Pojedyncze ogniwo Bunsena jest źródłem prądu o napięciu ok. 1,8 V i o znacznym natężeniu, ale nie zapominaj, że się przy tym szybko zużywa. Jak łatwo się można domyślić, wytwarzana przez nie energia elektryczna nie powstaje ani za darmo, ani też z niczego. Odbywa się to kosztem cynku i kwasu azotowego. Dlatego to rurę cynkową wkładaj do roztworu kwasu siarkowego jedynie na czas pracy ogniwa. Po skończonych doświadczeniach rurę cynkową ostrożnie wyjmij, dokładnie wypłucz w wodzie i wysusz. Tak postępując, będziesz mógł bez porównania dłużej korzystać z usług swego ogniwa Bunsena.

Galwaniczny Herkules

Herkulesem, czyli mocarzem wśród zwykłych ogniw galwanicznych, nazwać można element zbudowany z cynku i tlenku miedzi(II). Napięcie dostarczanego przezeń prądu jest co prawda dosyć skromne, gdyż wynosi zaledwie 0,8 V, ale za to natężenie... Oto z ogniwa, zmontowanego w litrowym słoju, godzinami

możesz czerpać prąd o natężeniu 10—15 A. Pomimo tak poważnego obciążenia żywotność ogniwa trwa około 40 godzin.

Zapaliłeś się do wykonania takiego ogniwa. Wcale Ci się nie dziwię, ale nie mam też zamiaru ukrywać przed Tobą, że budowa ogniwa z tlenku miedzi(II) i blachy cynkowej jest trudna i pracochłonna. Pomimo to szczerze Cię namawiam, abyś takie ogniwo wykonał. Jest to bowiem praca, która odwdzięcza się za włożony trud.

Ogniwo, o którym mówimy, składa się z dwóch płyt cynkowych, pomiędzy którymi zawieszona jest płyta wykonana z **tlenku miedzi(II) CuO**. Elektrolitem dla takiego ogniwa jest 25% wodny roztwór **wodorotlenku sodu NaOH**, lub **wodorotlenku potasu KOH**. Cała trudność zestawienia alkalicznego ogniwa miedziowego polega na wykonaniu płyty z tlenku miedzi(II).

Pracę musisz więc rozpocząć od spreparowania CuO. Związek ten najprościej otrzymasz- działając **wodorotlenkiem potasu KOH** lub **sodu NaOH**, na **siarczan miedzi(II)** $\mathbf{CuSO_4}$. Zachodzi wówczas reakcja:

$$CuSO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + H_2O + CuO\downarrow$$

czyli tworzy się rozpuszczalny siarczan potasu i woda, a na dno naczynia opada nierozpuszczalny czarny osad **tlenku miedzi(II) CuO**.

Między nami mówiąc, wspomniana powyżej reakcja ma przebieg nieco bardziej zawiły. Pod wpływem działania wodorotlenku sodu lub potasu na siarczan miedzi(II) początkowo strąca się bardzo drobny niebieski osad **wodorotlenku miedzi(II)** $\mathbf{Cu(OH)_2}$. Osad ten podczas ogrzewania, zwłaszcza przy

zagotowaniu roztworu, rozpada się na tlenek miedzi(II) i wodę:

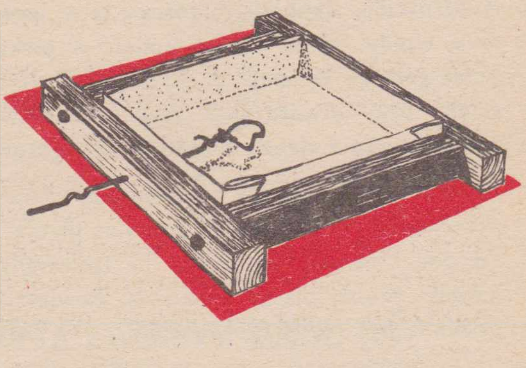
$$\underset{\text{niebieski}}{Cu(OH)_2} \xrightarrow{\text{temp.}} \underset{\text{czarny}}{CuO\downarrow} + H_2O$$

Teraz podaję Ci przepis na otrzymanie **tlenku miedzi(II) CuO.**

Gorący, przesączony roztwór 85 g krystalicznego **siarczanu miedzi(II)** $\mathbf{CuSO_4}$, wlej mieszając do gorącego roztworu 50 g **wodorotlenku potasu KOH** lub **wodorotlenku sodu NaOH** w 200 cm^3 wody. Po chwili zaobserwujesz powstawanie i opadanie na dno niebieskiej zawiesiny. Otrzymany roztwór zagotuj razem z osadem (zawiesina sczernieje), po czym zlej klarowny płyn, a zebrany na dnie czarny osad przemyj parę razy gorącą wodą. Czysty już tlenek miedzi(II) odsącz i wysusz.

Tak otrzymany suchy proszek trzeba wsypyć do porcelanowego tygielka i prażyć palnikiem do czerwonego żaru przez 30 minut. Po wyprażeniu, jeżeli użyłeś surowców w podanej ilości, otrzymasz ok. 30 g **tlenku miedzi(II) CuO.**

Teraz dochodzimy do czynności najtrudniejszej, a mianowicie: z proszku tlenku miedzi(II) trzeba uformować twardą, zwartą płytę.



Pracę rozpocznij od wykonania z cienkiego kartonu ramki o wymiarach 4×7×1 cm (oczywiście 1 cm jest wysokością boków ramki). Przez boki ramki (na 1 cm

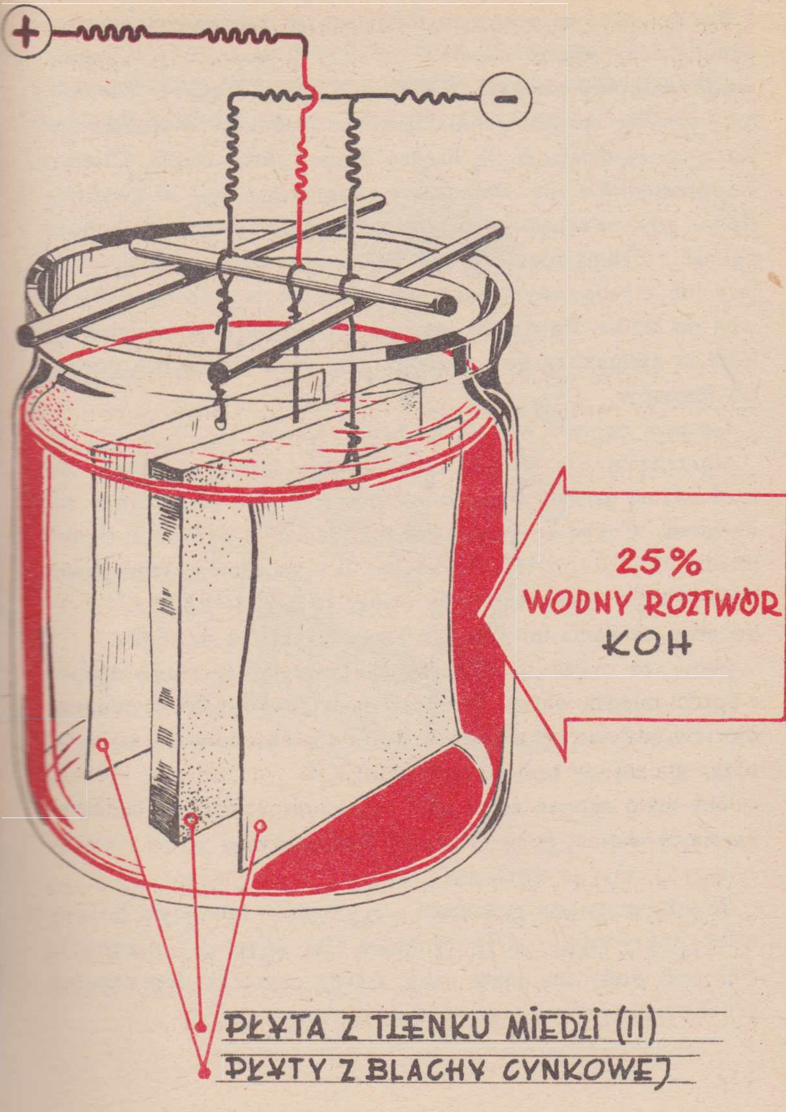
przed jednym z krótszych boków), przeprowadź na wylot gruby drut miedziany tak, jak to jest pokazane na rysunku na s. 109.

Ramkę połóż na kawałku blachy posmarowanej cienko oliwą. Otrzymany poprzednio tlenek miedzi(II) zarób na bardzo gęste ciasto roztworem kleju „Hermetik". Klej „Hermetik" to alkoholowy roztwór żywicy fenolowoformaldehydowej. Stosuje się go do przyklejania uszczelek w silnikach spalinowych. Klej ten nabędziesz bez trudności w sklepach ze sprzętem motoryzacyjnym. Klej „Hermetik" jest do Twoich celów za gęsty, musisz go rozcieńczyć denaturatem (1 : 1). Dopiero tak otrzymanym roztworem zarób na bardzo gęste ciasto tlenek miedzi(II). Powtarzam, tlenek miedzi(II) musi mieć konsystencję gęstego ciasta, chodzi nam bowiem o to, aby kleju użyć jak najmniej.

Zarobioną masę nakładaj do płasko leżącej ramki i ubijaj ją jak najmocniej płaskim drewienkiem. Szczególnie silnie staraj się ubijać masę około miejsca, w którym przez ramkę przechodzi drut miedziany.

Mniej więcej po trzech godzinach masa stwardnieje na skutek wyparowania alkoholu. Pozostaw ją w spokoju do następnego dnia, wtedy ramkę z masą umieść w piekarniku i wygrzewaj przez godzinę w temp. około 250 C. Po tym zabiegu, którego celem było utwardzenie żywicy fenolowoformaldehydowej, Twoja płytka z tlenku miedzi(II) jest gotowa.

Weź teraz czysty słoik o pojemności 1 litra, w środku na drucie przechodzącym przez ramkę zawieś płytkę z tlenku miedzi(II). Po obu stronach tej płytki, na izolowanych prętach zawieś kawałki grubej blachy cynkowej. Powierzchnia każdej z nich powinna być równa powierzchni płyty z tlenku miedzi.


+
−
25%
WODNY ROZTWOR
KOH
PŁYTA Z TLENKU MIEDZI (II)
PŁYTY Z BLACHY CYNKOWEJ

Blachy cynkowe połącz ze sobą grubym izolowanym przewodem. Należy jeszcze napełnić słoik 24% wodnym roztworem **wodorotlenku potasu KOH** lub **sodu NaOH.** Pamiętaj przy tym, że rozpuszczaniu się wodorotlenków w wodzie towarzyszy wydzielanie się bardzo dużych ilości ciepła. Dlatego wodorotlenków nie wolno jest rozpuszczać np. w zwykłym słoiku, gdyż na skutek szybkiego i silnego ogrzania się słoik może pęknąć. Zabieg rozpuszczania wodorotlenków wykonaj w zlewce lub emaliowanym naczyniu i dopiero ostudzony roztwór wlej do słoika. **Pamiętaj jeszcze, że roztwory wodrotlenków, a zwłaszcza gorących, parzą i żrą wcale nie gorzej od kwasów.**

Gotowe ogniwo widzisz na rysunku, s. 111.

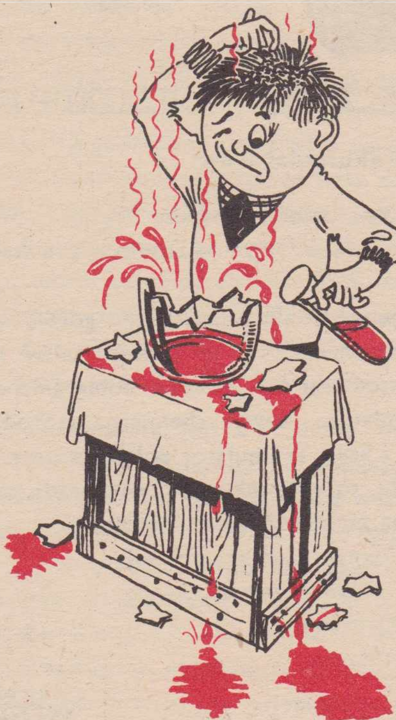
Uprzedzam Cię jednak, że z powodu niskiego napięcia do próbowania działania ogniwa nie nadaje się ani żaróweczka, ani dzwonek. Chyba że wykonałeś od razu dwa ogniwa z tlenku miedzi(II) i połączyłeś je znanym już sposobem, szeregowo. Wówczas po zsumowaniu się napięć (0,8 V + 0,8 V = 1,6 V) do prób działania można użyć żaróweczeki lub dzwonka.

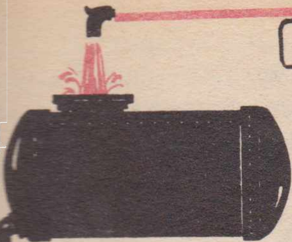
Myślę, że znając już właściwości i zalety alkalicznego ogniwa z tlenku miedzi, weźmiesz do pomocy cienki drucik nie miedziany, lecz stalowy. Przekonasz się, że i on po zwarciu elektrod rozgrzeje się do białości i przepali.

Aby takie ogniwo na długo Ci starczyło, zawsze po skończonej pracy wyjmuj ramkę z płytką tlenkową oraz płytki z blachy cynkowej, myj je starannie i susz.

Po kilkudziesięciu godzinach pracy ogniwa zauważysz białawy nalot pokrywający płyty cynkowe. Po wyjęciu i przemyciu elektrod wodą ten biały nalot zetrzyj szczotką drucianą lub gruboziarnistym papierem ściernym.

Zapomniałem Ci jeszcze powiedzieć, że w ogniwie z tlenku miedzi ujemnym biegunem są połączone ze sobą blachy cynkowe, natomiast płytka z tlenku miedzi(II) jest biegunem dodatnim.





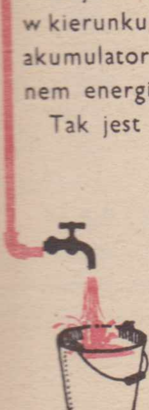
O NAPIĘCIU, POJEMNOŚCI I O AKUMULATORACH WŁASNEJ PRODUKCJI

Cienie i blaski akumulatorów

Zgodnie z podaną obietnicą nauczę Cię teraz, w jaki sposób wykonać możesz bardzo wygodne źródło prądu stałego — akumulator.

Jak już zapewne wiesz, akumulatory tym górują nad najlepszymi ogniwami galwanicznymi, że zachodzące w nich reakcje elektroniczne są odwracalne. Podczas pobierania energii elektrycznej z akumulatora reakcja chemiczna zachodzi w jednym kierunku, a gdy z kolei akumulator połączysz przez prostownik ze źródłem prądu, to wskutek przepływu prądu elektrycznego reakcja chemiczna zachodzić w nich będzie w kierunku przeciwnym. Teoretycznie więc akumulator jest niezniszczalnym magazynem energii elektrycznej.

Tak jest teoretycznie.





W praktyce po pewnym czasie pracy wskutek zanieczyszczeń i różnych procesów chemicznych akumulator traci tzw. pojemność.

Teraz musisz specjalnie uważać. Pojemność akumulatora wyrażona w amperogodzinach (Ah) określa, ile możemy zgromadzić w nim energii elektrycznej. A więc np. z akumulatora o pojemności 12 Ah teoretycznie czerpać można prąd o natężeniu 1 A przez 12 godzin czy też prąd o natężeniu 3 A przez 4 godziny. Podkreślam to specjalnie, że są to dane teoretyczne, gdyż nie wolno nigdy dopuścić do całkowitego wyładowania się akumulatora. Przyjmuje się, że z akumulatora można pobierać 70—80% jego teoretycznej pojemności. Dla przykładu: akumulatory popularnych motocykli WSK mają pojemność 12 Ah, samochodów Fiat 126p — 36 Ah. Z pierwszego bez obawy uszkodzenia można pobrać 8 Ah, z drugiego zaś — ok. 28 Ah.

Pojemność akumulatora jest dla Ciebie wielkością bardzo ważną, gdyż określa ona największe dopuszczalne natężenie prądu rozładowywania. Jest to szczególnie ważne w przypadku akumulatorów ołowiowych. Za wysoki prąd ładowania i rozładowywania niszczy je bardzo szybko. Dla akumulatorów ołowiowych największe dopuszczalne natężenie prądu ładowania i rozładowywania wyrażone w amperach nie może przekroczyć 1/10 wartości liczbowej pojemności akumulatora wyrażonej w amperogodzinach. A więc gdy pojemność wynosi 12 Ah, nie wolno Ci akumulatora takiego ładować ani pobierać z niego prądu o większym natężeniu niż 1,2 A.

Przypominasz mi, że wszystko to mówię jakby nie na temat, skoro mieliśmy teraz sami budować akumulator. Otóż musisz się dowiedzieć, że to, co dotychczas powiedzieliśmy o akumu-

latorach kupnych, w dużej mierze dotyczy i urządzenia, które zaraz zbudujesz sam. Będzie to akumulator ołowiowo-rtęciowy. Różni się on od zwykłego akumulatora ołowiowego tym, że jedną elektrodę stanowi w nim ołów, drugą zaś — amalgamat cynku (cynk rozpuszczony w rtęci).

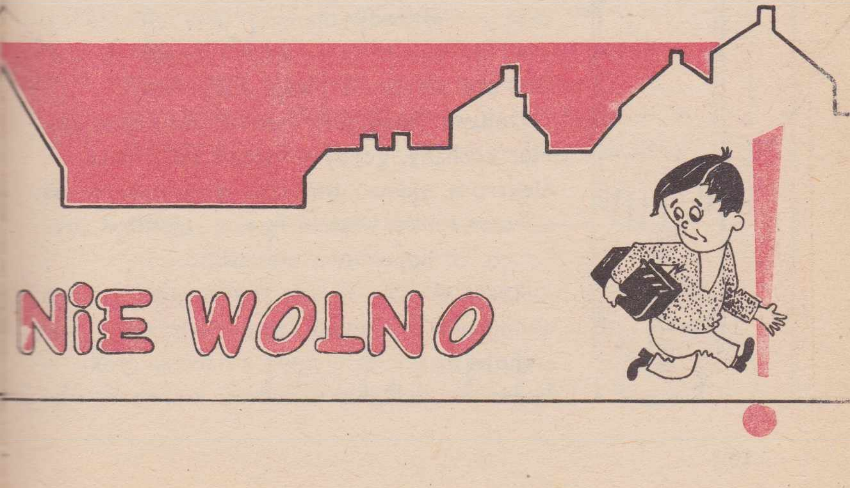
W przeciwieństwie do akumulatora ołowiowego Twój akumulator będzie znacznie mniej wrażliwy na, nazwijmy to delikatnie, niezbyt prawidłową eksploatację. Można go bez obawy zniszczenia rozładowywać zbyt wysokim prądem, można rozładowywać całkowicie i w tym stanie trzymać przez dłuższy czas. Wierz mi, takiego obchodzenia się nie zniesie żaden zwykły akumulator ołowiowy. Zresztą o tym, jak należy obcho-

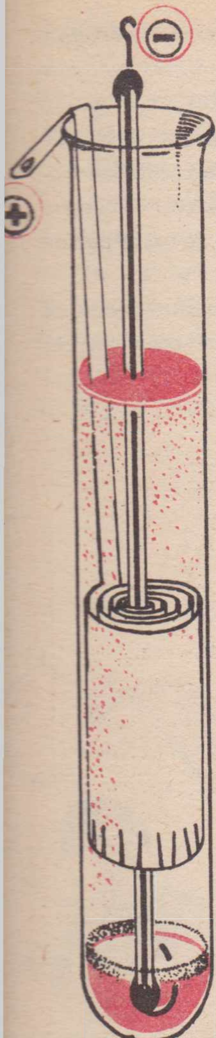


dzić się z akumulatorami ołowiowymi, pomówimy dokładnie w następnym rozdziale.

Pojedyncze ogniwo rtęciowo-ołowiowe dostarcza prądu o napięciu 2,5 V. Pojemność takiego ogniwa zależy wyłącznie od wielkości powierzchni jego elektrod. W zależności od potrzeby pojedyncze ogniwa można oczywiście łączyć w baterie szeregowo, równolegle lub w sposób mieszany (o czym będzie dokładniej mowa pod koniec tego rozdziału).

Aby nabrać odpowiedniej wprawy, a jednocześnie zapoznać się z właściwościami akumulatorów rtęciowo-ołowiowych, radzę Ci wykonać na początek od razu dwa małe ogniwa doświadczalne.





Akumulatorek probówkowy

Gotowe pojedyncze ogniwo akumulatorka rtęciowo-ołowiowego widzisz na rysunku obok. Elektrodą dodatnią jest w nim odpowiednio ukształtowany kawałek blaszki ołowianej. Elektrodę ujemną stanowi pierwotnie rtęć, a następnie amalgamat cynku. Odprowadzeniem dla elektrody ujemnej jest umieszczony w rurce szklanej drut stalowy. Elektrolit pierwotny, siarczan cynku, przechodzi następnie w kwas siarkowy. Naczynie zewnętrzne to zwykła gruba probówka.

Widzę, że masz jakieś wątpliwości. Niejasne są dla Ciebie dwa sformułowania:

— co jest właściwie elektrodą ujemną oraz

— jaki skład posiada elektrolit?

Przy opisie bowiem obu elementów, to znaczy elektrody ujemnej oraz elektrolitu, widniało słowo „pierwotnie". Chyba to właśnie ono wznieciło Twoje wątpliwości.

Dodanie słowa „pierwotnie" jest konieczne. Mój kochany, gdybym napisał po prostu — elektrodą ujemną jest rtęć, elektrolitem zaś siarczan cynku, właśnie Ty sam zgłosiłbyś pretensję, że popełniłem nieścisłość.

Rzecz w tym, że gdy wykonujesz ogniwo akumulatorka, początkowo naprawdę rtęć stanowi elektrodę ujemną, a siarczan cynku — elektrolit. Jednak już podczas pierwszego ła-

dowania rtęć przechodzi w amalgamat cynku, zaś siarczan cynku, na skutek zachodzących reakcji, zamienia się w kwas siarkowy.

Aby wszystko było zupełnie jasne, prześledź, proszę, jakie to reakcje zachodzą w Twoim akumulatorze.

Ł a d o w a n i e. W tym procesie na katodzie, którą stanowi rtęć, wydziela się metaliczny cynk, który od razu tworzy amalgamat. Natomiast na anodzie ołowianej wydziela się tlen, który tworzy z ołowiem tlenek PbO_2:

(—) katoda $Hg + 2Zn^{2+} + 4_e^- \rightarrow Zn$ (amalgamat)

(+) anoda $Pb + 2H_2O_2 - 4_e^- \rightarrow PbO_2 + 4H^+$

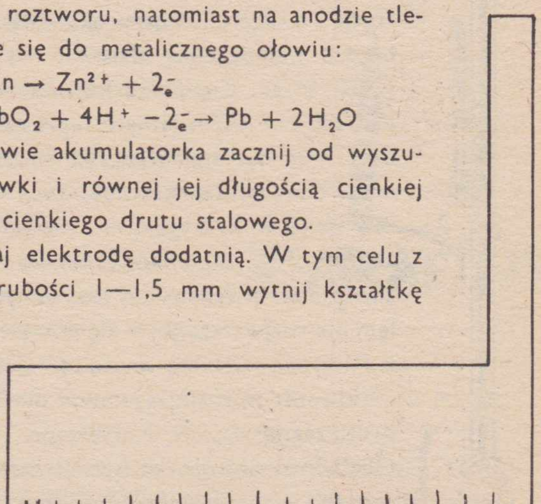
R o z ł a d o w a n i e. W tym procesie, czyli podczas pobierania energii elektrycznej, w Twoim akumulatorze na katodzie następuje roztwarzanie się cynku i przechodzenie jego kationów Zn^{2+} do roztworu, natomiast na anodzie tlenek PbO_2 redukuje się do metalicznego ołowiu:

(—) katoda $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2_e^-$

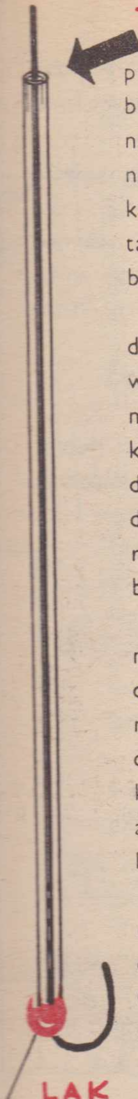
(+) anoda $PbO_2 + 4H^+ - 2_e^- \rightarrow Pb + 2H_2O$

Pracę przy budowie akumulatorka zacznij od wyszukania grubej probówki i równej jej długością cienkiej rurki szklanej oraz cienkiego drutu stalowego.

Najpierw wykonaj elektrodę dodatnią. W tym celu z blachy ołowianej grubości 1—1,5 mm wytnij kształtkę



ELEKTRODA DODATNIA



przedstawioną na rysunku na s. 119. Obie powierzchnie blachy ołowianej wyczyść do połysku papierem ściernym. Dolną krawędź kształtki musisz gęsto ponacinać na głębokość około 1 cm. Teraz płaską poziomą część kształtki zwiń na rurce szklanej w spiralę. Zwiń ją w taki sposób, aby potem swobodnie wchodziła do probówki.

Z kolei przystępujesz do wykonania wyprowadzenia dla elektrody ujemnej. W ową cienką rurkę szklaną wprowadź starannie wyprostowany drut stalowy. Drut musisz poprzednio wyżarzyć, aby był miękki, a jego końce, które będą wystawać z rurki, musisz oczyścić dokładnie do połysku papierem ściernym. Pamiętaj, że drut brudny i pordzewiały nie da Ci pewnego styku z rtęcią i z tego powodu w akumulatorku może powstać bardzo niemiła niespodzianka.

Ostrzegam Cię przed jakimikolwiek próbami racjonalizacji czy też własnych uproszczeń i powtarzam — drut musi być stalowy, czyli składający się z żelaza i z małej domieszki innych substancji. Oczywiście, że bardzo efektownie wyglądałby przewód np. miedziany w koszulce PVC, ale miedź i mosiądz wytwarzają od razu amalgamat. Jedynym zaś dostępnym dla Ciebie metalem nie rozpuszczającym się w rtęci jest właśnie żelazo.

Po wprowadzeniu drutu do rurki (z jednej strony rurki musi on z niej wystawać ok. 3 cm) krótszy koniec drutu zegnij tak, jak to pokazane jest na rysunku obok. Oba końce rurki szklanej zalej następnie lakiem w ten sposób, żeby wypełnił on dokładnie przestrzeń pomiędzy drutem a rurką tak, aby drut był unieru-

chomiony, a wolna przestrzeń w rurce — uszczelniona. Teraz z grubej tektury wytnij dwa krążki, jeden o średnicy probówki, drugi o 5 mm większy od zewnętrznej średnicy probówki. W obu krążkach na środku wywierć otwory o średnicy rurki szklanej (tej z drutem stalowym w środku). Następnie na boku krążków wytnij prostokątny otwór, przez który przechodzić będzie pionowe ramię elektrody ołowianej. Gdy otwory są już gotowe, oba krążki sklej razem. Będzie to pokrywka dla Twego ogniwa.

Czystą i suchą probówkę ustaw pionowo w stojaku i wlej do niej stopiony wosk lub parafinę. Warstwa ta powinna mieć grubość 1—1,5 cm. Do ciekłej jeszcze parafiny wstaw wyprowadzenie elektrody ujemnej (czyli rurkę szklaną ze stalowym drutem). Zagięty dolny koniec drutu stalowego powinien wystawać 1—2 mm ponad powierzchnię parafiny. Aby rurka została unieruchomiona w krzepnącej parafinie w pozycji pionowej, probówkę zamknij pokrywką. Po całkowitym okrzepnięciu parafiny czy też wosku umieść w probówce elektrodę ujemną.



Ależ się zagapiłem, nie powiedziałem Ci przecież jeszcze, jak ją wykonać!

Jak już wspomniałem, pierwotnie elektrodą ujemną będzie rtęć. Nalej więc do probówki tylko tyle, aby całkowicie pokryła powierzchnię parafiny. Wygięty ku górze drut żelazny musi być

również całkowicie pokryty warstewką rtęci. Gdy dobierzesz już odpowiednią ilość tego metalu, wylej go do starowanego naczynia, zapisz wynik ważenia, po czym rtęć ponownie wlej do probówki.

Teraz wprowadź do probówki ołowianą elektrodę dodatnią. Ale... znów się zagalopowałem! — Jeszcze przed jej wprowadzeniem musisz dokonać niezbędnej przymiarki. Do probówki ustawionej pionowo przyłóż z zewnątrz elektrodę ołowianą tak, aby dolny, ponacinany koniec spirali znajdował się około 2 cm ponad powierzchnią rtęci. Nie zmieniając położenia elektrody, na wysokości wylotu probówki zegnij, pod kątem prostym pasek blachy stanowiący odprowadzenie elektrody ołowianej. Na tym zgiętym ramieniu, opartym na krawędzi probówki, zawiśnie za chwilę cała elektroda.

Po tej przymiarce wprowadź elektrodę ołowianą pionowo do probówki tak, aby rurka szklana przechodziła przez jej środek. Przypominam, że zawieszona na krawędzi probówki elektroda dolnym swym końcem powinna znajdować się 2 cm ponad rtęcią. Jeżeli wisi za nisko lub za wysoko, musisz to koniecznie zaraz poprawić, odpowiednio wyginając blaszkę wyprowadzenia.

Brakuje Ci już tylko właściwego elektrolitu. Tak, ale przede wszystkim nie wiadomo, ile go należy wykonać. Aby zmierzyć pojemność (ale oczywiście nie elektryczną) Twego akumulatora, po zmontowaniu napełnij go wodą. Nalej jej tyle, aby utworzyła warstwę 2 cm ponad górną powierzchnią ołowianej spirali.

Pamiętając o rtęci na dnie, wylej wodę (jeśli pozostanie jej kilka kropli w probówce, to nie będzie tragedii) i w cylinderku zmierz jej objętość.

Ile było centymetrów sześciennych wody, tyle odmierz centymetrów sześciennych 25% kwasu siarkowego. Kwas wlej

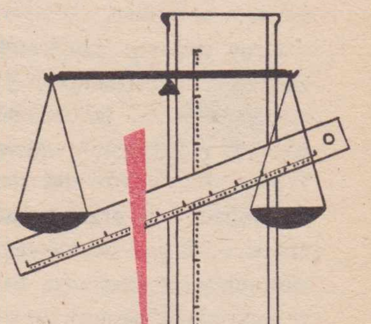
do zlewki i wrzuć odpowiednią ilość blachy cynkowej. Cynku trzeba dodać 4% w stosunku do masy użytej rtęci. A więc jeśli masa wlanej rtęci wynosił 30 g, odważ i wrzuć do kwasu siarkowego 1,2 g blachy cynkowej.

Widzę, że odetchnąłeś z ulgą po stwierdzeniu, iż ważenie rtęci na moje polecenie było rzeczywiście czynnością niezbędną. Rozumiem doskonale Twoją podejrzliwość.

Gdy byłem w Twoim wieku albo nawet trochę młodszy, wyruszyłem raz ze starszymi kolegami jachtem. Po odbiciu od brzegu, mimo że byłem nowicjuszem w tej dziedzinie sportu, powierzono mi bardzo odpowiedzialne zadanie — trzymanie jakiejś bardzo ważnej linki. Trzymałem ją mocno i z całym poczuciem odpowiedzialności. Jednak gdy po 20 minutach ręce poczęły mi odmawiać posłuszeństwa, zainteresowałem się bliżej, jaką wykonuję pracę. Odkryłem wówczas, że linka, którą tak mocno trzymałem, służy do cumowania!

Zapewniam Cię, że obecnie nie mam zamiaru bawienia się Twymi brakami w wiadomościach chemicznych — ważenie rtęci było potrzebne, a nawet konieczne.

Wróćmy jednak do rzeczy. Po wrzuceniu cynku do kwasu rozpocznie się energiczna reakcja roztwarzania. W jej wyniku po-



DOKŁADNA MIARA JEST GWARANCJĄ UDANEGO DOŚWIADCZENIA!

wstaje sól, **siarczan cynku $ZnSO_4$**, oraz wydzielony zostaje gaz, **wodór H_2**.

Reakcję roztwarzania się cynku w kwasie siarkowym zapisujemy równaniem:

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

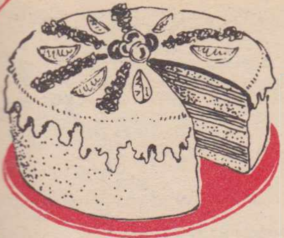
Jak widzisz, roztwarzaniu się cynku w kwasie towarzyszy wydzielanie się wodoru. Wodór zmieszany z powietrzem tworzy bardzo silną mieszaninę wybuchową, a więc, mój drogi, sprawdź przedtem, czy nie ma gdzieś w pobliżu jakiegoś ognia albo nawet źródła iskier.

Po całkowitym roztworzeniu się cynku roztwór siarczanu cynku ostudź i wlej do probówki z elektrodami. Następnie, aby zapobiec parowaniu wody z elektrolitu, pokryj go 5 mm warstewką oleju parafinowego.

Wylot probówki zamknij przygotowaną pokrywką. Twój akumulator jest gotowy.

Teraz czeka Cię bardzo poważne zadanie — pierwsze ładowanie.

Drut stalowy, czyli elektrodę ujemną, połącz z ujemnym zaciskiem prostownika, a blachę ołowianą — z dodatnim. **Napięcie prądu ładowania dla pojedynczego ogniwa akumulatorka rtęciowo-ołowiowego powinno wynosić 3—3,5 V.** Ważne tu jest również natężenie. Przy pierwszym ładowaniu nie może ono przekraczać 0,3 A. Czas ładowania powinien trwać 6—8 godzin. W czasie pierwszego ładowania w Twoim akumulatorze zachodzą bardzo doniosłe przemiany. — Otóż z elektrolitu na katodzie (rtęci) wydziela się cynk, tworząc z nią amalgamat. Z kolei elektroda dodatnia, ołowiana spirala, utlenia się i stopniowo ciemnieje. Gdy cała jej powierzchnia pokryje się już ciemnym nalotem tlenku, co trwa właśnie 6—8



godzin, ładowanie przerwij. Aby tak wykonany akumulator nabrał pełnej sprawności, musisz go dobrze przetrenować, a więc 10 razy naładować i rozładować.

Rozładowanie nie nastręczy Ci trudności. Oba bieguny akumulatora łączysz z żaróweczką od latarki kieszonkowej. Rozładowanie prowadź aż do chwili, gdy żaróweczka przestanie się świecić. Aby przyspieszyć rozładowanie, możesz oczywiście podłączyć równolegle 3—4 żaróweczki.

Po tych kolejnych ładowaniach i rozładowywaniach akumulatorek Twój jest w pełni sprawny, możemy go więc używać do wszelkich doświadczeń.

Apetyt wzrasta w miarę jedzenia

Skoro raz skosztujesz czegoś smacznego, nabierasz ochoty do zjedzenia większej ilości tej potrawy.

Nie dziwię się więc, że po licznych doświadczeniach, poznawszy zalety niedawno wykonanego akumulatorka rtęciowo-ołowiowego, polubiłeś i oceniłeś go tak, iż pragniesz posiadać większe urządzenie tego typu, słowem, poważniejszy już magazyn energii elektrycznej.

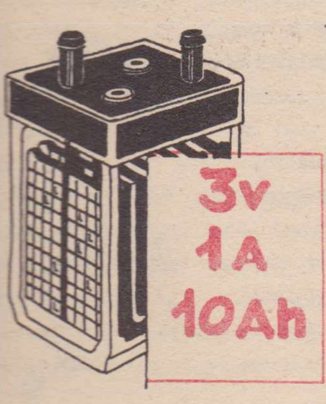
Zanim jednak podam Ci wskazówki, w jaki sposób zbudować większy już akumulator rtęciowo-ołowiowy, musimy porozmawiać o napięciu i pojemności.



Otóż napięcie omawianego przez nas pojedynczego ogniwa jest stałe i wynosi 2,5 V. Tej wielkości nie możesz już zmieniać. Natomiast drugą wielkość charakteryzującą ogniwo, jego pojemność, możesz zmieniać w szerszych granicach. Przypominam, że pojemność ogniwa-akumulatora jest to wielkość określająca, ile energii elektrycznej zmagazynować można w danym akumulatorze, czyli określająca, ile energii elektrycznej można potem z niego pobrać. A więc na przykład do prac galwanotechnicznych lub też do doświadczeń elektrochemicznych potrzebny jest prąd o niskim napięciu 1—3 V. Ponieważ jednak ilość wydzielanych na elektrodach produktów zależy od czasu i natężenia przepływającego prądu, do prac takich należy stosować akumulator o dużej pojemności. Umożliwia on bowiem pobieranie przez długi czas prądu o znacznym natężeniu (pamiętaj, że nie należy pobierać prądu większego niż 1/10 pojemności danego akumulatora).

A teraz konkretne przykłady.

Aby przedmiot o powierzchni 1 dm² pokryć galwanicznie miedzią o grubości warstewki 0,1 mm, trzeba przez 10 godzin przepuszczać przez kąpiel do miedziowania prąd o natężeniu 1 A.



Prąd o natężeniu 1 A, płynąc 2 godziny przez kąpiel do niklowania, powoduje osadzanie się na powierzchni 1 dm² warstewki niklu grubości 0,025 mm.

Prąd o natężeniu 2 A, płynąc 1 godzinę przez wodny roztwór

kwasu siarkowego, pozwoli otrzymać ok. 1,2 dm³ produktów gazowych (wodoru i tlenu).

Jasno stąd wynika korzyść posługiwania się akumulatorem o dużej pojemności. Przecież stosując prąd o natężeniu 0,5 A, przedłużasz czas trwania wymienionych procesów.

No dobrze — wtrącasz — ale od czego właściwie zależy pojemność akumulatora?

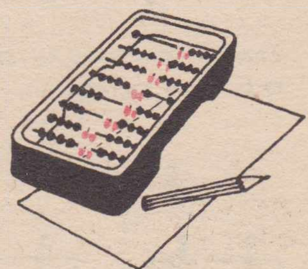
W Twoim przypadku, to jest w akumulatorach rtęciowo-ołowiowych, pojemność zależy od powierzchni elektrody rtęciowej i powierzchni elektrody ołowianej.

Zapamiętaj następujące wielkości:

1) na każdy dm² powierzchni elektrody rtęciowej przypada pojemność ok. 20 Ah;

2) powierzchnia elektrody ołowianej musi być 8 razy większa od powierzchni elektrody rtęciowej.

I to już jest wszystko.



Aby nabrać wprawy w obliczaniu i projektowaniu akumulatorów, rozpatrzymy teraz taki konkretny przykład:

Założenie: potrzebny Ci jest akumulator 5 V, z którego będziesz mógł czerpać prąd o natężeniu co najmniej 2 A.

Rozwiązanie: a) napięcie — pojedyncze ogniwo daje tylko 2,5 V (i na to już nic nie poradzisz!). Wniosek jest więc prosty: trzeba zbudować 2 ogniwa i połączyć je szeregowo (2,5 + + 2,5 = 5 V).

b) natężenie i pojemność — aby pobierać prąd o natężeniu 2 A, pojemność akumulatora wynosić musi co najmniej 20 Ah.

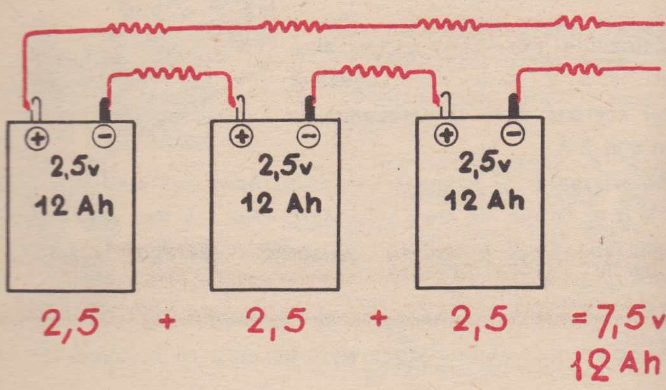
Pojemność 20 Ah odpowiada powierzchni elektrody rtęciowej około 1 dm², czyli naczynie akumulatora w miejscu poziomu rtęci może być kwadratem 10×10 cm lub kołem o średnicy ok. 11 cm, powierzchnia zaś elektrody ołowianej musi być 8 razy większa. A więc 1 dm² · 8 = 8 dm². Jak łatwo już dalej obliczyć, elektrodę ołowianą stanowić może zwinięty spiralnie pasek blachy o wymiarach 10×10 lub 20×20 cm.

Sprawę projektowanej pojemności pojedynczego ogniwa akumulatora oraz związane z tym wymiary elektrod masz więc już załatwione. Nieco później podam Ci rady dotyczące wykonania akumulatora o dużej pojemności. Chwilowo zajmiemy się sposobami łączenia ogniw.

Jak łączyć ogniwa?

Znane i stosowane są trzy metody łączenia ogniw:

1) łączenie szeregowe;



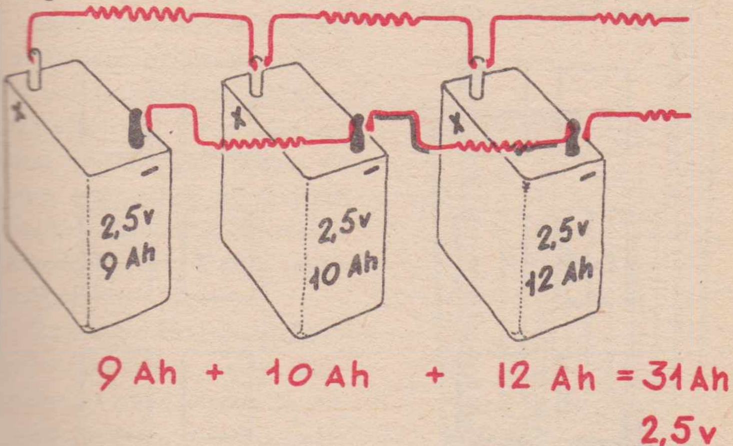
2) łączenie równoległe;

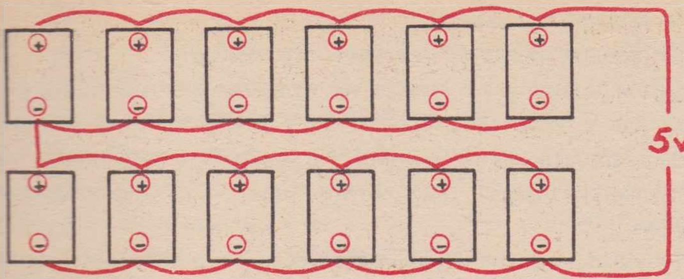
3) łączenie mieszane szeregowo-równoległe.

Łączenie szeregowe stosuje się wówczas, gdy konieczne jest otrzymanie wyższego napięcia. Przy takim łączeniu napięcia poszczególnych ogniw sumują się, natomiast pojemność tak otrzymanej baterii jest równa pojemności najmniejszego ogniwa.

Przykład: łączenie wykonujesz tak: plus z minusem i znów plus z minusem tak, jak to jest pokazane na s. 128. W rezultacie otrzymujesz baterię o napięciu 2,5 + 2,5 + 2,5 = 7,5 V. Pojemność jej wynosi jednak tylko 12 Ah.

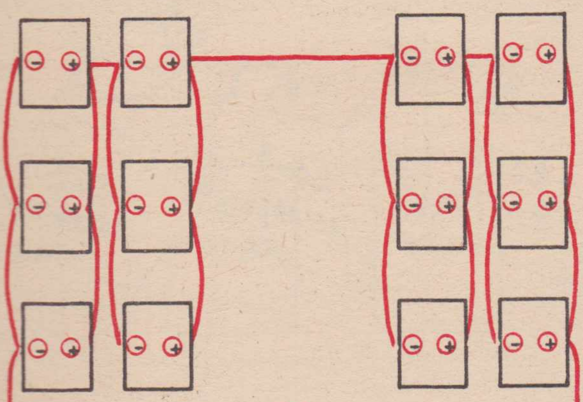
Gdy natomiast zależy Ci na pobieraniu z baterii prądu o dużym natężeniu, czyli potrzebna jest bateria o dużej pojemności, wówczas łączysz równolegle te trzy ogniwa. Przy takim połączeniu pojemności poszczególnych ogniw sumuje się. Ale uważaj! Napięcie pozostaje równe napięciu ogniwa pojedynczego.





Przykład: Łączysz równolegle trzy ogniwa 2,5 V o pojemności 9, 10 i 12 Ah. Tym razem łączysz ze sobą kolejno wszystkie plusy i osobno kolejno wszystkie minusy tak, jak to pokazano na s. 129. W ten sposób utworzona bateria będzie miała napię- 2,5 V i pojemność 9 + 10 + 12 = 31 Ah. Takie połączenie pozwala na pobieranie prądu o natężeniu do 3,1 A.

Wreszcie sposób łączenia mieszanego, czyli równolegle-szeregowego. W takim przypadku sumuje się częściowo i pojemność, i napięcie zespołów ogniw.



Przykład: Łączysz szeregowo-równolegle 12 ogniw o napięciu 2,5 V i pojemności 5 Ah. Tu staje przed Tobą wiele możliwości do wyboru:

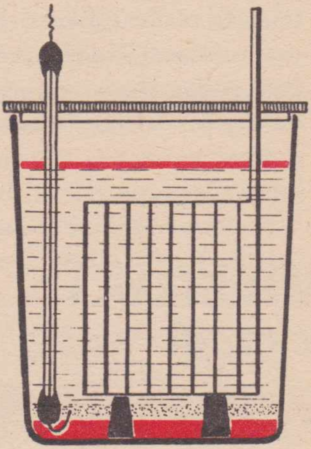
a) gdy potrzebujesz napięcia 5 V, łączysz szeregowo dwie równoległe baterie po 6 ogniw. Przypatrz się dobrze, jak takie połączenie wygląda na rysunku. Przy takim łączeniu otrzymujesz baterię 5 V o pojemności 6 · 5 = 30 Ah.

b) natomiast gdy potrzebujesz napięcia 10 V, łączysz szeregowo cztery równoległe baterie po trzy ogniwa. Powstająca po takim połączeniu bateria o napięciu 10 V będzie miała pojemność 3 · 5 = 15 Ah.

Akumulator dużej pojemności

Skoro umiesz już obliczać pojemności ogniw akumulatora, a także znasz zasady łączenia szeregowego, równoległego oraz mieszanego, podam Ci parę wskazówek dotyczących budowy akumulatora rtęciowo-ołowianego o dużej pojemności.

Zacznij od dokładnego obejrzenia przekroju takiego akumulatora o pojemności 20 Ah, widocznego na rysunku obok.



Zasadniczym naczyniem jest tu dwulitrowy słój szklany. Wysokość słoja wynosi ok. 25 cm, średnica wewnętrzna — 11 cm. Elektrodę dodatnią stanowi spiralnie zwinięty pasek blachy ołowianej o wymiarach 15 × 50 cm grubości co najmniej 1,5 mm. Pamiętaj jednak, że ze względu na znaczną masę tak dużej elektrody ołowianej nie możesz wieszać jej na pokrywce i trzeba ją koniecznie postawić na 2 rurkach lub prętach szklanych o średnicy 4 cm, leżących na dnie słoika. Jeśli nie masz rurki szklanej tej średnicy, ciężką elektrodę ołowianą możesz postawić na trzech klockach wykonanych ze szkła organicznego, z tzw. pleksi lub też z winiduru. Pamiętaj, że nie wolno klocków takich wykonywać np. z drewna czy tektury, gdyż ciała te są silnie atakowane przez kwas siarkowy. Niezależnie jednak od rodzaju użytego materiału wysokość każdego klocka musi wynosić 4 cm.

Wyprowadzeniem elektrody ujemnej (rtęciowej) jest tak samo, jak i poprzednio w Twoim małym akumulatorze — stalowy drut zalany lakiem w cienkiej rurce szklanej. Jednak, pomimo dużego podobieństwa, wyprowadzenie elektrody ujemnej w akumulatorze o dużej pojemności musi być trochę inne.

WARSTEWKA PARAFINY CHRONI WODĘ PRZED WYPAROWANIEM



Ciekawy jestem, czy wiesz o co chodzi?

Mówisz, że rurka szklana musi być odpowiednio dłuższa. Zgoda, to jest zupełnie oczywiste i nie ma nawet o czym mówić. Pomyśl jednak, jakie natężenie... Już widzę, że zrozumiałeś!

Ależ tak, chodzi o natężenie prądu płynącego przez stalowy drucik. W poprzednim, małym akumulatorku rtęciowo-ołowiowym, przez drucik stalowy podczas ładowania czy też pracy płynął prąd o natężeniu najwięcej 0,3 A. Tymczasem ten większy akumulator może pobierać i dostarczać prąd o natężeniu 2 A. Stąd wniosek jasny: drut stalowy, stanowiący odprowadzenie, musi być znacznie grubszy, w przeciwnym razie będzie się rozgrzewał.

Montaż akumulatora rtęciowo-ołowiowego dużej pojemności wygląda następująco. — Na dno słoika kładziesz 2 rurki szklane o średnicy 4 cm lub odpowiednie klocki tej samej wysokości. Potem na dno słoja lejesz 2 cm warstwę stopionej parafiny lub wosku. Z boku, przy ściance słoika, wstawiasz pionowo wyprowadzenie elektrody ujemnej. Wychodzący dołem z końca rurki szklanej drucik stalowy zaginasz równolegle na warstwie parafiny. Teraz przychodzi kolej na wlanie odważonej ilości rtęci. Musi jej być tyle, aby pokryła całą powierzchnię parafiny.

Przypominam, że drucik stalowy, stanowiący wyprowadzenie elektrody ujemnej, musi być całkowicie pokryty warstewką rtęci. Drucik nie może wystawać ponad rtęć, gdyż szkodzi to bardzo pracy ogniwa.

W zależności od masy wlanej rtęci oblicz i odważ odpowiednią ilość cynku. Przypominam znów, że cynku bierzemy 4% w stosunku do ilości wlanej rtęci. Czyli przykładowo: na 100 g wlanej rtęci weź 4 g cynku. Cynk roztwórz w 25% kwasie siarkowym.

Włóż do słoja spiralnie zwiniętą elektrodę ołowianą i postaw ją na rurkach szklanych lub klockach izolacyjnych. Sprawdź, czy dolna krawędź spiralnej elektrody ołowianej znajduje się 2 cm nad poziomem rtęci.

Jeżeli wszystko jest w porządku, wlej do słoja kwas siarkowy, w którym uprzednio roztworzyłeś obliczoną ilość cynku. Roztworu siarczanu cynku musi być tyle, aby pokrywał 2 cm warstwą górną krawędź spiralnej części elektrody ołowianej. Aby zapobiec parowaniu wody, a tym samym zmianom stężenia elektrolitu, nalej na jego powierzchnię 1 cm warstewkę oleju parafinowego, który nabędziesz bez trudności w aptece. Pozostaje Ci jeszcze założyć, odpowiednio przedtem wykonaną z twardej płyty pilśniowej, pokrywkę i podłączyć elektrody do zamocowanych na niej zacisków. Pokrywkę musisz koniecznie zaimpregnować oraz odizolować dolną jej powierzchnię od żrącego działania kwasu siarkowego. W tym celu pokrywkę nasyć — trzykrotnie w odstępach 12-godzinnych — ogrzanym do wrzenia pokostem, a następnie dolną jej powierzchnię wylej cienką, lecz równomierną warstewką smoły lub parafiny.

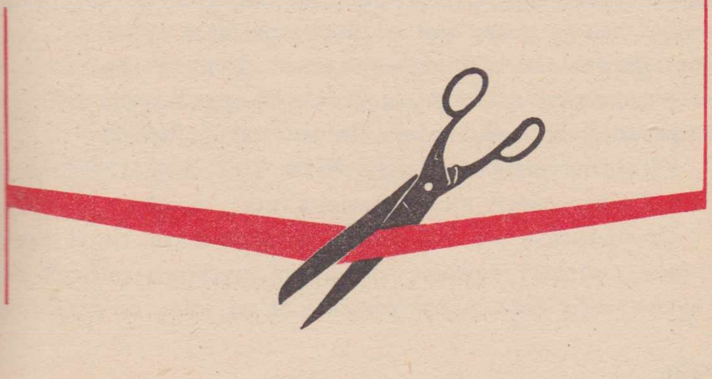
Aby uniknąć bardzo niemiłych omyłek, radzę Ci umieszczony na pokrywce zacisk stanowiący biegun dodatni, zgodnie z przyjętym zwyczajem pomalować na czerwono, biegun ujemny zaś — na czarno.

Praca więc została ukończona. Możesz przystąpić już spokojnie do trenowania Twego ogniwa. Dziesięć ładowań prądem o natężeniu ok. 2 A, dziesięć wyładowań. I... składam Tobie i Twojemu akumulatorowi życzenia wielu amperogodzin przyjemnej pracy.

Po całkowitym zakończeniu prac, że tak powiem — budowlanych, możesz, ale oczywiście nie musisz, zatknąć nad swoim

słojem zieloną gałązkę — wiechę. W ten sposób uczcisz niecodzienną chwilę ukończenia poważnego przedsięwzięcia „budowlano-montażowego" z zakresu elektrochemii. Tego rodzaju mikrouroczystości są bardzo miłe. Pomyśl — byłeś głównym i jedynym wykonawcą bądź co bądź dużego urządzenia i teraz zasłużenie jesteś głównym bohaterem uroczystości.

Nie będę miał pretensji, jeśli wprowadzisz taki zwyczaj i w innych okolicznościach, np. „uroczyste otwarcie nowego mebla" w domu, połączone z przecięciem wstęgi, wygłaszaniem okolicznościowych mów i lampką... oranżady własnej chemicznej produkcji.





O ładowaniu, elektrolicie i właściwej opiece nad akumulatorem

Żalił mi się w liście jeden z młodych chemików:

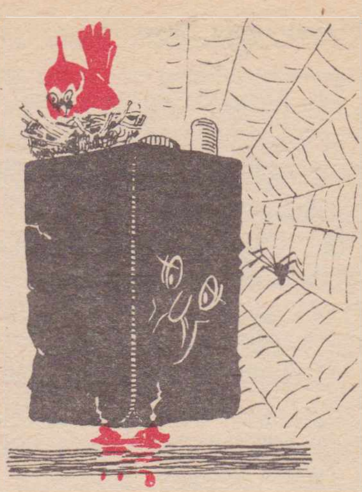
— Niecałe pół roku temu kupiłem nowy akumulator motocyklowy i już jest zepsuty. Dlaczego tak się stało?

No cóż, nie jestem jasnowidzem i nie potrafię tak na odległość wykryć przyczyn uszkodzenia akumulatora. Poprosiłem więc nadawcę listu, aby możliwie dokładnie opisał mi swoje postępowanie z tym akumulatorem: czym go napełniał, jak często ładował i jakim prądem, jakie natężenie prądu pobierał, czym uzupełniał poziom elektrolitu w akumulatorze itp.

W tydzień potem nadeszła obszerna odpowiedź. Przeczytałem i włosy stanęły mi na głowie, a ręce... opadły.

Dowiedziałem się mianowicie, że akumulator został napełniony nieznanej gęstości roztworem zwykłego technicznego kwasu siarkowego, że był ładowany ot tak sobie, od przypadku

do przypadku prądem o znacznym natężeniu, że ubytek elektrolitu dopełniano zwykłą wodą z kranu, a na dobitek akumulator ten w stanie skrajnego wyładowania stał spokojnie przez dwa miesiące!



Teraz wszystko stało się jasne. Przecież każdy z osobna z tych popełnionych w użytkowaniu akumulatora błędów groził jego zniszczeniem. Takie obchodzenie się z cennym i sprawnym źródłem prądu stałego nazwałem bez wahania wandalizmem i bezmyślnym marnotrawstwem. I nawet dziwiłem się, że ten biedny akumulator motocyklowy jednak sześć miesięcy wytrzymał takie okrutne obchodzenie się z nim.

Z Tobą znamy się dobrze, więc już wiem, że nie postępujesz w sposób bestialski ani bezmyślny wobec sprzętów i urządzeń, którymi się posługujesz. Tym niemniej, w najlepszych nawet intencjach, lecz przez niewiedzę, możesz nieraz uczynić coś, co nie wyjdzie na dobre Twojemu akumulatorowi. Dlatego pomówmy teraz o tym, jak należy użytkować akumulatory oraz jak o nie dbać. Właściwie eksploatowane i konserwowane urządzenie odpłaci Ci za to długą, wierną służbą.

Napełnianie kwasem

Na początek zajmiemy się akumulatorami najtypowszymi, najpopularniejszymi. Należą do nich akumulatory motocyklowe, samochodowe i tzw. stacyjne. Niezależnie od wielkości i zewnętrznego wyglądu są to akumulatory ołowiowe, napełniane odpowiednim roztworem kwasu siarkowego. Ten ostatni szczegół jest bardzo ważny, obok bowiem akumulatorów kwasowych istnieją jeszcze akumulatory zasadowe. Oczywiście jedne różnią się znacznie od drugich budową.

O akumulatorach zasadowych dokładniej pomówimy później, teraz sygnalizuję Ci tylko, że istnieją, i ostrzegam przed zrobieniem podstawowego błędu, popełnionego kiedyś przez jednego z Twoich kolegów. Pracując w wielkim pośpiechu i bez zasta-





nowienia, wlał do akumulatora ołowiowego wodorotlenek potasu zamiast roztworu kwasu siarkowego.

Skoro jesteśmy już przy kwasie siarkowym, załatwmy sprawę składu chemicznego i stężenia elektrolitu. **Otóż zapamiętaj sobie dobrze, że do wykonywania elektrolitu używać można tylko chemicznie czystego kwasu siarkowego H_2SO_4, lub też tzw. kwasu siarkowego do akumulatorów.** Użycie jako elektrolitu technicznego, a więc brudnego w naszym pojęciu kwasu siarkowego, jest jednoznaczne z zupełnym zniszczeniem akumulatora. Nie będzie to co prawda zniszczenie momentalne, ale akumulator zacznie po trochu niszczeć, niedomagać, aż po kilku miesiącach całkowicie odmówi posłuszeństwa. Najgroźniejszymi dla akumulatora zanieczyszczeniami, zawartymi w zwykłym, technicznym kwasie siarkowym, są związki manganu, żelaza i aresenu.

Z chemicznie czystego kwasu siarkowego i koniecznie wody destylowanej sporządza się elektrolit o odpowiednim stężeniu. Z tego wynika, że nie tylko kwas siarkowy, ale też i woda użyta do elektrolitu musi być odpowiednio czysta. Jasne więc, że nie wolno jest używać wody z kranu ani ze studni, nawet gdy jest świeżo przegotowana. Zwykła niedestylowana woda zawiera też szkodliwe dla akumulatora związki. Są nimi głównie związki wapnia, żelaza, manganu, no i chlor.

Z dwu składników — chemicznie czystego H_2SO_4 i wody destylowanej — sporządza się elektrolit,

roztwór o gęstości od 1,20 do 1,30 g/cm³. W instrukcjach obsługi akumulatorów podana jest zawsze odpowiednia dla danego typu gęstość elektrolitu.

Aby więc sporządzić samemu odpowiedni roztwór, trzeba — oprócz kwasu i wody — mieć jeszcze areometr, to jest przyrząd służący do mierzenia gęstości cieczy.

Areometr widzisz na rysunku na s. 139. Jest to podłużne zamknięte szczelnie naczyńko szklane z podziałką, u dołu zakończone ciężarkiem. Mierzenie gęstości cieczy jest bardzo proste i polega na umieszczeniu areometru w cylinderku z badaną cieczą. Z podziałki umieszczonej na areometrze odczytujesz głębokość, do jakiej zanurzył się on w cieczy. Innymi słowy: odczyt wskazany przez poziom cieczy na skali jest od razu odczytem gęstości cieczy.

Wszystko pięknie, ale skąd wiadomo, ile należy wziąć kwasu siarkowego i ile wody do sporządzenia elektrolitu?

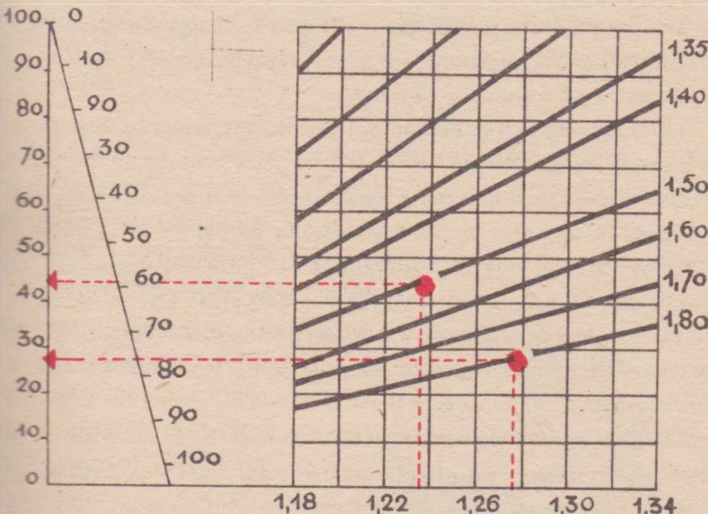
Odpowiedź jest bardzo krótka — należy to umieć obliczyć.

Trzeba najpierw zmierzyć areometrem gęstość posiadanego kwasu siarkowego. Obliczenia potrzebnych ilości kwasu są bardzo długie i żmudne. Łatwo się w nich pomylić. Dlatego zamieszczam obok specjalny nomogram. Jest to takie sprytne rysunkowe urządzenie, które prawie jak maszyna matematyczna — podaje od razu gotowy wynik. Musisz tylko nauczyć się posługiwać tą „maszyną".

PAMIĘTAJ CHEMIKU MŁODY
ZAWSZE WLEWAJ KWAS DO WODY

U

Po prawej stronie rysunku widzisz prostokąt poprzecinany na ukos dziewięcioma grubymi liniami. Na każdej z tych linii zapisana jest inna gęstość stężonego kwasu siarkowego, z którego po rozcieńczeniu ma powstać elektrolit. Na dole rysunku, wzdłuż boku prostokąta, biegnie podziałka dla żądanej gęstości gotowego elektrolitu. A teraz popatrz w lewo! Widzisz tam spiczasty trójkąt? Posłuży on do ustalania ilości kwasu i wody.



Najlepiej jednak wykonajmy wspólnie jakieś obliczenie.

Oto Twoje założenia: masz kwas siarkowy o gęstości 1,8 g/cm³. Ile trzeba wziąć wody i kwasu, aby otrzymać 1 dm³ elektrolitu o gęstości 1,28 g/cm³?

Na dolnej podziałce prostokąta odnajdujesz pozycję 1,28. Teraz jedź tą linijką do góry aż do przecięcia się z grubszą

kreską z napisem 1,8. Przyłóż poziomo linijkę w miejscu przecięcia i poprowadź poziomą kreskę w lewo aż do przecięcia się z obydwoma bokami trójkąta. Z podziałki na boku pochyłym (w miejscu przecięcia) odczytasz potrzebną ilość wody, w tym przypadku ok. 740 cm³, zaś z podziałki na boku pionowym odczytasz potrzebną ilość kwasu siarkowego, w naszym przypadku ok. 260 cm³.

Z nomogramu odczytałeś więc, że w celu sporządzenia 1 dm³ elektrolitu o gęstości 1,28 g/cm³, mając do dyspozycji kwas siarkowy o gęstości 1,8 g/cm³, trzeba do 740 cm³ wody wlać 260 cm³ kwasu siarkowego.

Teraz jeszcze jedno ćwiczenie aby nabrać wprawy w posługiwaniu się nomogramem.

Oto nowe założenia: masz kwas siarkowy o gęstości 1,5 g/cm³ i chcesz otrzymać 1 dm³ elektrolitu o gęstości 1,24 g/cm³.

Odbywasz od pozycji 1,24 podróż w górę po odpowiedniej linijce aż do przecięcia się z grubą linią 1,5; potem pozioma wycieczka w lewo... i już mamy wynik: do ok. 560 cm³ wody destylowanej trzeba dodać ok. 440 cm³ posiadanego kwasu siarkowego.

Teraz jeszcze jedna bardzo ważna sprawa. Reakcji rozpuszczania się kwasu siarkowego w wodzie towarzyszy wydzielanie się bardzo dużych ilości ciepła. Dlatego też przyrządzanie elektrolitu wykonaj koniecznie w naczyniu emaliowanym lub porcelanowym.

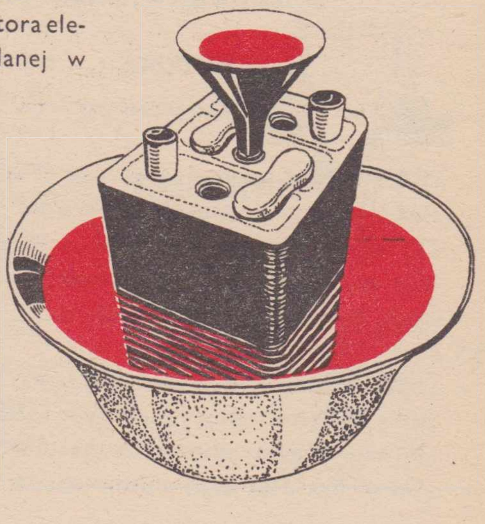
Mam nadzieję, że jak na wytrawnego chemika przystało, do naczynia wlejesz najpierw wodę i dopiero do niej powoli dodasz odmierzoną porcję kwasu siarkowego. Gdybyś postąpił odwrotnie, to znaczy szybko wlał wodę

do kwasu, nastąpiłoby gwałtowne wypryśnięcie, a wówczas — lepiej już nie mówić, co stałoby się z Twoimi oczami, twarzą, rękami i ubraniem...

Najstaranniejsze nawet posługiwanie się nomogramem nie gwarantuje jednak otrzymania od razu elektrolitu o ściśle pożądanym stężeniu. Dlatego po ostudzeniu elektrolitu do temperatury 18—20°C zmierz areometrem jego gęstość, a w razie potrzeby dodaj odrobinę kwasu lub wody.

Premiera

Podobnie jak docieranie samochodu czy motocykla ma ogromny wpływ na dalsze losy pojazdu, tak i pierwsze ładowanie akumulatora decyduje o jego sprawności i długotrwałości.

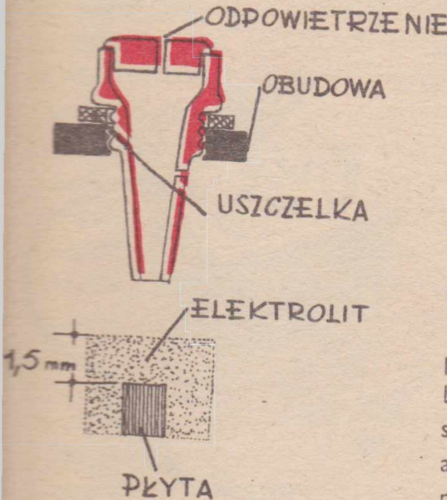


Po napełnieniu akumulatora elektrolitem o gęstości podanej w instrukcji (dla samochodowych i motocyklowych wynosi ona zwykle 1,26 g/cm³) odstawia się go na 3—4 godziny. Na skutek reakcji zachodzących pomiędzy elektrolitem a płytami, cały akumulator ogrzewa się do temperatury nieraz 50°C. Jeżeli więc stwierdzisz, że Twój

świeżo napełniony akumulator jest ciepły, a nawet gorący, ni przejmuj się, ale wstaw go do naczynia z zimną wodą. Oczywiście w ten sposób, aby woda nie zalała górnej jego części.

Ładowanie akumulatora zaraz po nalaniu jest bardzo szkodliwe. Elektrolit musi najpierw dobrze wsiąknąć w płyty, co właśnie trwa 3—4 godziny. Nie wolno jednak przesadzać. Nalany elektrolitem akumulator nie może stać bez ładowania dłużej niż 6 godzin.

Gdy więc akumulator ostygnie do temp. 30—35°C, sprawdź poziom elektrolitu. Możesz sprawdzić, zaglądając z góry przez otwory wlewowe do każdego z naczynek akumulatora, które potocznie zwane są celami. Na pewno do każdej celi trzeba będzie dolać trochę elektrolitu, gdyż został on tymczasem wchłonięty przez suchą masę płyt. Pamiętaj na przyszłość, że płyty akumulatora muszą być zawsze pokryte warstewką elektrolitu grubości co najmniej 15 mm. Płyty wynurzone na skutek ubytku elektrolitu powodują trwałe, nieodwracalne zepsucie urządzenia.



Nareszcie przychodzi pora na ładowanie.

Podczas pierwszego, owego premierowego ładowania trzeba stosować natężenie wynoszące 0,05 pojemności danego akumulatora. Mówiąc konkretnie: gdy ładujesz po raz pierw-

szy akumulator motocyklowy od WSK o pojemności 12 Ah (pojemność jest zawsze znakowana na obudowie), to stosujesz natężenie równe 0,6 A. Czas pierwszego ładowania wynosi 45—50 godzin, przy czym wszelkie przerwy są szkodliwe.

Po 45—50 godzinach akumulator jest już w zasadzie gotowy do pracy. Wyraźnie jednak zaznaczam, że to jest tylko teoria. O wiele lepiej będzie dla niego, jeśli go zaraz prawidłowo rozładujesz, po czym bezzwłocznie znowu naładujesz. Takie postępowanie, zwane formowaniem akumulatora, wpływa bardzo dodatnio na jego trwałość.

Natężenie prądu przy rozładowywaniu powinno wynosić też 0,05 pojemności akumulatora. Akumulator 6 V o pojemności 12 Ah rozładuj więc za pomocą żarówki 6 V i 6 W.

Po 5 godzinach świecenia takiej żarówki akumulator jest już częściowo rozładowany, trzeba więc zaraz przystąpić do ponownego jego ładowania.

Ładowanie drugie i wszystkie następne

Za pierwszym razem prąd ładowania wynosił zaledwie 0,05 pojemności akumulatora, ale już przy ładowaniu drugim i każdym następnym stosuj prąd o natężeniu odpowiadającym 0,1 pojemności akumulatora. Na przykład wspomniany wyżej akumulator motocyklowy o pojemności 12 Ah ładuj prądem o natężeniu 1,2 A.

Swój akumulator ładuj dotąd (ok. 6—7 godzin), aż zauważysz wyraźnie objawy gazowania. Gdy zajrzysz do wnętrza przez otwory wlewowe, spostrzeżesz intensywne wydzielanie się pęcherzyków gazu. Jeżeli wokoło panuje cisza, to przybliżywszy



ucho do boku akumulatora usłyszysz wyraźny monotonny syk czy szum. Po tych właśnie objawach upewnisz się, że Twój akumulator zaczął gazować. Teraz musisz go odłączyć, dać mu odpocząć przez 1—2 godzin, po czym należy znów ładować przez 4—5 godzin, lecz już prądem o natężeniu o połowę niższym, a więc równym 0,05 pojemności akumulatora.

Aby nie było nieprzyjemnych pomyłek, powtórzę jeszcze raz wskazówki dotyczące ładowania wtórnego:

a) początkowo akumulator ładujesz prądem o natężeniu 0,1 jego pojemności aż do wystąpienia wyraźnych objawów gazowania;

b) następnie odłączasz akumulator na 1—2 godziny;

c) z kolei akumulator ładujesz przez 4—5 godzin powtórnie, tym razem prądem o natężeniu równym 0,05 jego pojemności.

Spodziewam się, że podane przed chwilą przepisy wydadzą Ci się nieco przesadne i uciążliwe do zrealizowania. Jednak tylko wtedy, gdy tak będziesz ładować akumulator, możesz liczyć na jego wieloletnią służbę. Dobrze wiem, że lubisz robić udoskonalenia i bardzo chciałbyś zostać wynalazcą, uprzedzam Cię jednak, że uproszczenia i ulepszenia w obsłudze akumulatora doprowadzą na pewno do jego zniszczenia.

Co się dzieje w akumulatorze?

My tu sobie nalewamy, włączamy i wyłączamy, gwarzymy o tym i owym, a w akumulatorze zachodzą odwracalne reakcje

przemiany energii chemicznej na elektryczną. Słusznie więc pragniesz wiedzieć coś bliżej o reakcjach, zachodzących w Twoim magazynie energii elektrycznej.

Zacznijmy od wewnętrznej budowy tego „magazynu".

Patrząc z góry na 6 V akumulator motocyklowy wyraźnie widzisz, iż składa się on z trzech oddzielnych cel umieszczonych we wspólnej obudowie. Budowa każdej z tych cel jest identyczna. Oto w elektrolicie zanurzone są elektrody — dodatnia i ujemna. Elektrodę dodatnią stanowi zespół płyt ołowianych pokrytych warstewką **tlenku ołowiu(IV) PbO_2**. Elektrodę ujemną stanowi zespół płyt z czystego ołowiu. Tak wyglądają elektrody w akumulatorze naładowanym. Gdy rozpoczniesz czerpanie prądu elektrycznego, **tlenek ołowiu(IV) PbO_2**, i **ołów Pb**, ulegają rozpuszczeniu i obie elektrody pokrywają się warstewką **siarczanu ołowiu(II) $PbSO_4$**. Reakcję zachodzącą podczas rozładowywania akumulatora zapisać możemy następująco:

rozładowywanie

$$\underset{\text{elektroda dodatnia}}{PbO_2} + \underset{\text{elektrolit}}{2H_2SO_4} + \underset{\text{elektroda ujemna}}{Pb} \rightarrow \underset{\text{elektroda dodatnia}}{PbSO_4} + 2H_2O + \underset{\text{elektroda ujemna}}{PbSO_4} + \text{energia elektryczna}$$

Jak widzisz z tego równania chemicznego, w czasie pracy akumulatora znika **tlenek ołowiu(IV) PbO_2**, i powstaje woda.

Gdy zmierzysz gęstość elektrolitu w akumulatorze naładowanym i rozładowanym, przekonasz się, że po rozładowaniu gęstość elektrolitu jest wyraźnie mniejsza. Zmniejszyła się, bo rozrzedziła go woda, wytwarzająca się w czasie rozładowywania.

Oczywiście podczas ładowania akumulatora zachodzą procesy

i natychmiast akumulator ładujesz tak, jak gdyby to było jego pierwsze zetknięcie się z prądem elektrycznym. Po naładowaniu wodę się wylewa i na jej miejsce nalewa elektrolitu o gęstości 1,28 g/cm³, czyli odpowiednim dla danego akumulatora w pełni naładowanego.

A więc pamiętaj: do dolewania służyć może woda destylowana i tylko destylowana.

Mówiliśmy już, że jednym z objawów wyładowania akumulatora, sygnalizującym konieczność ładowania, jest spadek gęstości elektrolitu. Obawiam się jednak, że wielkości tej kontrolować nie będziesz z tej prostej przyczyny, iż konieczny jest do tego maleńki, specjalnej konstrukcji areometr. Trudno bowiem jest mi zalecać wylewanie z akumulatora elektrolitu do cylinderka w celu sprawdzenia jego gęstości zwykłym areometrem.

Natomiast o wiele łatwiej możesz skontrolować stan naładowania akumulatora, mierząc napięcie woltomierzem. Przyjmuje się, że pojedyncza cela akumulatora ołowiowego dostarcza prądu o napięciu 2 V. W rzeczywistości jednak przy pełnym naładowaniu napięcie pojedynczej celi wynosi 2,2 V. Gdy będziesz o tym pamiętał,



to łatwiej obliczysz napięcie całkowite naładowanego akumulatora. A więc jeśli np. Twój akumulator motocyklowy składa się z trzech cel, czyli $3 \cdot 2{,}2 \text{ V} = 6{,}6 \text{ V}$, to znaczy, że jego napięcie w stanie naładowanym wynosić musi 6,6 V.

Podczas pracy akumulator wyładowuje się i stopniowo spada jego napięcie. Gdy wyniesie ono dla jednej celi 1,8 V, czyli dla całego akumulatora $3 \cdot 1{,}8 \text{ V} = 5{,}4 \text{ V}$, jest już najwyższy czas na zabranie się do ładowania. Zasadniczo do ładowania powinieneś przystąpić, gdy napięcie spadnie choć trochę poniżej 5,8 V.

Ba, ale akumulator może wcale nie pracować i też ulega częściowemu rozładowaniu. Wystarczy pozostawić go bezczynnie na miesiąc, a już straci blisko połowę zgromadzonej w nim poprzednio energii. Stąd też płynie wniosek, że akumulator nawet zupełnie nieużywany, trzeba ładować co najmniej raz na 6 tygodni.

— A co będzie, jeśli tego nie wykonasz?

Przyczynisz się do szybszego zniszczenia swego akumulatora. Jedną z najczęściej spotykanych przyczyn przedwczesnego psucia się akumulatorów jest trzymanie ich w stanie rozładowanym. A wierz mi, że akumulatory ołowiowe bardzo tego nie lubią.

Aby już skończyć ze sprawami ładowania, przypominam po raz ostatni, abyś ładował swój akumulator zaraz po rozładowaniu, a doładowywał go co 4—6 tygodni nawet wtedy, jeżeli zupełnie nie pracuje.

Co jeszcze szkodzi akumulatorom?

Oprócz zanieczyszczonego kwasu siarkowego, brudnej wody, długiego przebywania w stanie rozładowanym, zbyt małej ilości

elektrolitu, elektrolitu o nieodpowiedniej gęstości, akumulator okropnie nie lubi ładowania i rozładowywania prądem o zbyt dużym natężeniu.

Pamiętam, raz przypadkowo stałem się świadkiem zabawy młodego amatora wrażeń. Młodzieńcowi temu odmawiam stanowczo miana chemika. Królikiem doświadczalnym był akumulator motocyklowy, z którego entuzjasta doświadczeń krzesał piękne kaskady iskier. Zabawa ta polegała na chwilowym zwieraniu grubym drutem obu biegunów. Pocieranie końcem tego drutu o jeden z biegunów powodowało silne iskrzenie.

Ale i na tym jeszcze nie koniec. Opisane zwarcia były jednak krótkotrwałe. Szukając widać mocniejszych wrażeń, młodzieniec wziął cienki drut i połączył nim na stałe oba bieguny akumulatora. Drut był stalowy, rozgrzał się więc do białości i przepalił. Ten efekt zachęcił chłopca do połączenia biegunów grubym drutem. Tym razem widowisko się jednak nie udało. Widocznie drut był za gruby, a akumulator już wyczerpany. Ten nieudany „eksperyment" tak zraził entuzjastę, że zostawił już w spokoju akumulator, nie zdejmując jednak



drutu spinającego bieguny. Po godzinie nowiutki akumulator nadawał się już tylko do odniesienia do składnicy złomu.

Jak się domyślasz, przyczyną zniszczenia akumulatora było pobieranie z niego prądu o zbyt dużym natężeniu, a wreszcie zwarcie jego biegunów. Z małego bądź co bądź akumulatora motocyklowego o pojemności 7 Ah nie wolno pobierać prądu o natężeniu przekraczającym 0,1 jego pojemności, czyli 0,7 A. Tymczasem przy zabawie z iskrzeniem natężenie prądu dochodziło do 10—15 A, w czasie przepalania stalowego drutu natężenie płynącego prądu dochodziło już do 20—30 A, aż wreszcie bieguny zostały zwarte grubym drutem na stałe.

Ruch i forsowne nawet ćwiczenie fizyczne są zdrowe, ale wyobraź sobie, że ciężarowcowi, który w czasie treningu trzyma uniesioną **120 kg sztangę, nagle ktoś dokłada jeszcze 100 kg.** Oczywiście mięśnie i kości sportowca tego nie zniosą.

Podobnie sprawa przedstawia się i z akumulatorem. Przekraczający wielokrotnie jego możliwości wysiłek, w postaci pobierania zbyt dużego natężenia prądu, niszczy go.

Inny z Twoich kolegów żalił się w liście, że gdy jego akumulator świeżo naładowany postoi nawet bezczynnie kilka godzin, jest już rozładowany.

Poradziłem mu wówczas, aby całkowicie wylał z niego elektrolit, przepłukał skrzynkę dokładnie wodą destylowaną, wlał świeży elektrolit i akumulator naładował. Po paru dniach dostałem wiadomość, że kolega postąpił dokładnie tak, jak radziłem: akumulator ożył i pracuje już nieźle. W liście tym napisał przy tym, że widocznie akumulator się „zabrudził", bo przy wylewaniu elektrolitu pod koniec z wnętrza akumulatora wypłynął jakiś brunatnoczarny osad.

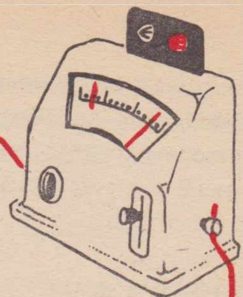
A właśnie ten ciemny osad był bezpośrednią przyczyną poprzedniego, samoczynnego rozładowywania się akumulatora. To oderwały się z płyt spore płaty tzw. masy czynnej (jest to mieszanina sproszkowanego ołowiu z tlenkiem PbO_2). Opadły one na dno, zwarły wewnątrz elektrody i tym samym spowodowały bardzo szybkie samowyładowywanie się akumulatora. Wylanie elektrolitu i przemycie wnętrza wodą destylowaną usunęło przyczynę zwarcia i przywróciło akumulator do życia.

Czy jednak człowiek, któremu z powodu choroby usunięto jedno płuco lub amputowano nogę, może fizycznie pracować równie sprawnie jak człowiek zupełnie zdrowy? Podobnie akumulator, z którego usunięty został szlam, powstały z masy czynnej płyt, będzie działał, lecz wyraźnie straci na pojemności i do pełnej sprawności już nigdy nie powróci.

Interesują Cię oczywiście przyczyny odrywania się od płyt kawałków masy czynnej. Dwie są najważniejsze — bardzo silne gwałtowne wstrząsy oraz częste ładowanie prądem o zbyt dużym natężeniu. Akumulatory motocyklowe i samochodowe są tak zbudowane, że wstrząsy im nie szkodzą. Dlatego oderwanie się z tego powodu płatów masy czynnej jest zjawiskiem bardzo rzadkim. Wierz mi, prędzej przy uderzeniu rozleci się skrzynka na kawałki, niż oderwą płaty masy czynnej. Śmiało mogę powiedzieć, że w 95% winę za pojawienie się osadu na dnie ponosi obsługujący.

Znam bardzo dobrze bezpośrednie przyczyny tego zjawiska. Oto do jakiegoś doświadczenia koniecznie potrzebny jest akumulator. Ale co tu dużo ukrywać! Od ostatniego doświadczenia znajduje się on w stanie skrajnego wyczerpania. Ponieważ spieszy Ci się i to szalenie, bo chcesz, ba! musisz zaraz, już,

wykonać jakieś arcyważne czy też nadzwyczaj interesujące doświadczenie, łapiesz swój akumulatorek, łączysz go z prostownikiem i ładujesz. Ładujesz „na hura”, wielkim prądem. Byle szybciej.



Przecież zdarzyło Ci się nieraz chorować. Lekarz polecił zażywać przepisane lekarstwo na przykład 3 razy dziennie po tabletce. Albo przez parę dni robić codziennie zastrzyki. Czy w takim razie, aby szybciej wyzdrowieć można hurtem, na raz połknąć wszystkie tabletki albo wstrzyknąć jeden zastrzyk-gigant?

Sam wiesz doskonale, że nie. Takie leczenie nie przyniosłoby poprawy, lecz przeciwnie, wywołałoby ciężkie zatrucie.

Tak samo Twój akumulator; musi on być karmiony regularnie, odpowiednimi dawkami. Zbytnie natężenie prądu ładowania, jak również systematyczne przeładowywanie akumulatora powoduje odpadanie płatów masy czynnej.

Bo — powtarzam — maksymalne natężenie prądu ładowania równa się 0,1 pojemności danego akumulatora.



Oprócz tego akumulator ołowiowy nie lubi być brudny. Gdy jego skrzynka lśni czystością jest mu miło, a Tobie... nie grozi żadne niebezpieczeństwo — nie ma obawy

NIE SPIESZ SIĘ

wypalenia dziury kwasem. Resztki kwasu i brud zebrany na górnej części akumulatora, wytwarzając warstewkę przewodzącą prąd elektryczny, zwierają elektrody i powodują samowyładowanie.

Ostatnia deska ratunku

W okolicznościach, gdy nie ma mowy o nabyciu nowego akumulatora, bardzo aktualne stają się wszelkie próby przynajmniej częściowego przywrócenia do życia starych akumulatorów.

Na wstępie musimy sobie jednak powiedzić, że wszelkie najlepsze nawet metody regeneracji są zaledwie półśrodkami, które nigdy nie mogą przywrócić pełnego „zdrowia" i żywotności staremu już akumulatorowi. Traktuj więc renegenarację jako przysłowiową ostatnią deskę ratunku, na której ledwo się da dopłynąć do celu.

Zapamiętaj, że istnieją dwie główne przyczyny uszkodzeń akumulatorów ołowiowych uniemożliwiające dalszą ich eksploatację. Są to:

a) zasiarczenie płyt;

b) wypadnięcie masy czynnej z płyt.

Oczywiście pomijam tu takie przyczyny jak mechaniczne uszkodzenie skrzynki, czy też wylanie elektrolitu.

Zasiarczenie płyt, powodujące utratę pojemności akumulatora, wywołane jest przede wszystkim niewłaściwym obchodzeniem się z tym urządzeniem. Przyczynami zasiarczenia płyt może być mała, nieodpowiednia gęstość elektrolitu, nadmierne

ładowanie, długotrwałe pozostawienie akumulatora w stanie nieładowanym (2—3 miesiące), jak również wewnętrzne zwarcie. W takich przypadkach płyty pokrywają się twardą warstewką nierozpuszczalnego **siarczanu ołowiu(II) $PbSO_4$**.

Pytasz, jakie są oznaki siarczenia płyt akumulatora.

Otóż i one:

— mała gęstość elektrolitu nawet po długim ładowaniu;

— nadmierne wysokie napięcie ładowania;

— silne grzanie się elektrolitu w trakcie ładowania i wreszcie

— wyraźny spadek pojemności.

Oznacza to, że akumulator świeżo naładowany, już po krótkim okresie wykazuje oznaki niemal pełnego rozładowania. Pamiętaj jednak, że akumulator z zasiarczonymi płytami możemy regenerować.

W tym celu wylej z niego elektrolit, nalej wody destylowanej i ładuj krótko (1—2 godziny) prądem odpowiadającym 0,05 pojemności akumulatora aż do uzyskania gęstości elektrolitu 1,10—1,15 g/cm³. Przykładowo, jeżeli pojemność Twego akumulatora wynosi 45 Ah, to przy pierwszym ładowaniu odsiarczającym stosujesz prąd ok. 2,2 A.

Wydzielające się podczas ładowania obfite gazy kruszą i powodują opadanie na dno kawałków warstewki siarczanu ołowiu. Po uzyskaniu gęstości 1,10—1,15 g/cm³, elektrolit musisz wylać, starając się usunąć opadłe na dno kawałeczki.

Teraz akumulator napełnij ponownie wodą destylowaną i prowadź drugie ładowanie odsiarczające przez następne 3—4 godziny prądem odpowiadającym 0,2 pojemności. Następnie wodę wylej i akumulator napełnij kwasem siarkowym o gęstości

1,28 g/cm^3 i prowadź normalne ładowanie prądem wynoszącym 0,05 pojemności.

Tak właśnie prowadzone kuracje regeneracyjne pomagają zdecydowanie, jeżeli przyczyną spadku pojemności było rzeczywiście zasiarczenie płyt.

Musisz jednak pamiętać, że drugą, znacznie poważniejszą przyczyną utraty pojemności akumulatora jest wypadnięcie masy czynnej z płyt. Powody takiego stanu bywają różne: zła produkcja, jak też niewłaściwa eksploatacja. Niestety w takich przypadkach nic już nie da się pomóc akumulatorowi.

„Szlachetne zdrowie, nikt się nie dowie, jako smakujesz, aż się popsujesz"

Warto jeszcze kilka słów poświęcić samym skrzynkom akumulatorowym, które wykonywane są albo z mlecznobiałego, poświecającego polipropylenu, albo z czarnego nieprzejrzystego ebonitu, czyli gumy o dużej zawartości siarki.

Zacznijmy od tych ostatnich czarnych skrzynek. Zwykle nie zwraca się na nią zupełnie uwagi. Ale gdy na skutek takiego czy innego uszkodzenia następuje pęknięcie — skrzynka zaczyna przeciekać. Jak wiadomo wycieka z niego nie niewinna woda, lecz silnie żrący roztwór kwasu siarkowego.

W takiej sytuacji rozpoczyna się na gwałt próbowanie wszelkich klejów. Idzie więc w ruch Uniwersal-cement, Pleksi-cement, Butapren, Igol, klej kazeinowy itp. Niestety, rezultaty są żałosne i — trzeba to sobie powiedzieć otwarcie — z góry skazane na niepowodzenie.

Gdybyś więc kiedy stanął przed takim problemem, to wylej od razu resztę elektrolitu, wlej do akumulatora wodę destylowaną, wstaw go do głębokiego talerza czy miski i ładuj przez 2—3 godziny. Następnie wodę z akumulatora dokładnie wylej i dopiero teraz przystąp do reperacji. Pracę zacznij od bardzo starannego wytarcia skrzynki. Ostrym narzędziem wzdłuż całego pęknięcia wytnij płytki, stożkowaty rowek. Ale w szparach i pęknięciach pozostała jeszcze na pewno wilgoć, więc usuń ją najlepiej strumieniem gorącego powietrza.



Teraz musisz przystąpić do uszczelniania naciętych rowków. Do tego celu najlepiej nadaje się tzw. masa kablowa, używana do zalewania złączy kabli. W przypadku braku takiej masy radzę Ci stop 100 g lepiku i dodaj do niego 20—30 g asfaltu, smoły szewskiej lub wosku.

Małym palniczkiem gazowym dobrze podgrzej rowek (aż do nadpalania się ebonitu), po czym zalej go jedną z wymienionych mas. Pamiętaj, masa uszczelniająca tylko wówczas będzie się dobrze trzymała, jeśli rowek był idealnie suchy i mocno podgrzany.

Po uszczelnieniu rowków cały akumulator pomaluj grubo lakierem asfaltowym, poczekaj, aż lekko przeschnie, po czym obandażuj go silnie 2—3 warstwami płótna. Aby płótno uchronić przed działaniem kwasu, pokryj je dwukrotnie lakierem asfaltowym. Uprzedzam Cię, że samo uszczelnianie pęknięć bez

bandażowania akumulatora nie daje nic. Masa uszczelniająca łatwo bowiem pęka i znów powstaje przeciek. Natomiast silne zbandażowanie nie pozwala pękniętej ściance rozszerzać się, więc bandaż jednocześnie zapobiega pękaniu i wypadaniu masy uszczelniającej.



Zupełnie inaczej przedstawia się sprawa, gdy mamy do czynienia ze skrzynkami akumulatorowymi wykonanymi z polipropylenu.

Jak to już Ci tłumaczyłem w książeczce *Z tworzywami sztucznymi na ty*, zarówno dla polietylenu, jak też i dla polipropylenu, z uwagi na specyficzną budowę cząsteczek tych tworzyw, nie znamy żadnego dobrego kleju ani kitu. Dlatego też pęknięte skrzynki z polipropylenu, a więc takich aku-

mulatorów, jakie spotykamy w Polonezach, „Maluchach" czy FSO-1500, możemy jedynie spawać.

Chcąc zabieg taki przeprowadzić, musisz akumulator opróżnić z elektrolitu, zalać go wodą destylowaną, ładować 2—3 godziny i ponownie wylać z niego elektrolit. Dopiero teraz możesz skrzynkę ustawić tak, aby pęknięcie było na powierzchni górnej i po bardzo dokładnym wysuszeniu uszkodzone miejsce aprawić, spawając gorącym (180°C) strumieniem powietrza ub lutownicą.

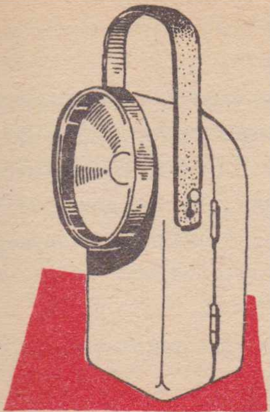
Najlepiej jest na pęknięcie nałożyć łatkę z polipropylenu i ją starannie przyspawać.

Napełniane wodorotlenkiem

Oprócz omówionych już akumulatorów ołowiowych istnieją eszcze inne. Są akumulatory kadmowo-niklowe, żelazno-niklowe i srebrowo-cynkowe. Wspólną cechą wszystkich tych niezbyt eszcze popularnych akumulatorów jest zasadowy elektrolit.

Ponieważ u nas produkowane są przede wszystkim akumulatory kadmowo-niklowe, tylko im poświęcę nieco uwagi. Tego właśnie typu akumulatory stosowane są m.in. w ręcznych lampach górniczych, aparatach radiowych oraz w spotykanych w sprzedaży latarkach kieszonkowych. Po paru dniach używania latarkę taką włącza się na noc do sieci. Wówczas przez wbudowany w środku transformatorek i prostowniczek następuje ładowanie akumulatorka kadmowo-niklowego.

Najważniejszymi zaletami tego typu zasadowych akumulatorków są: gazoszczelność (1); ogromna trwałość mechaniczna



(2); niewrażliwość na niewłaściwe ładowanie (3) i rozładowywanie (4). Akumulatorom zasadowym nie szkodz również długotrwałe nawet przebywanie w stanie rozładowanym (5). Z tych powodów żywotność akumulatorów zasadowych wynosi około 10 lat (6), zaś akumulatorów ołowiowych tylko 2—3 lat.

A więc porównanie z akumulatorem ołowiowym, jak do tej pory 6 : 0 na korzyść zasadowych. racja, ale bądźmy obiektywni! Akumulatory zasadowe są trzykrotnie droższe od ołowiowych, ich pojedyncze ogniwa dają niższe napięcie (tylko 1,2 V zamiast 2,2 V) i odznaczają się niższą pojemnością.

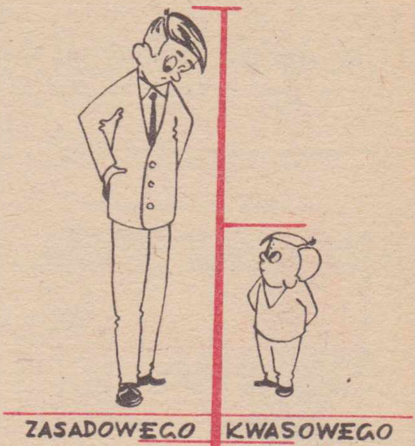
Uważam jednak, że dla Twoich celów akumulator zasadowy byłby wprost idealnym źródłem prądu stałego. Ponieważ jednak podejrzewam, że akumulatora takiego, z powodu wysokiej jego ceny, nie zdobędziesz, podam o nim tylko parę ważniejszych wiadomości.

Elektrolitem w akumulatorach zasadowych jest wodny roztwór **wodorotlenku potasu KOH,** o gęstości ok. 1,20 g/cm^3. Po wlaniu elektrolitu akumulator zasadowy musi być natychmiast zamknięty, gdyż dwutlenek węgla zawarty w powietrzu łączy się z elektrolitem i psuje go. Cele akumulatorów zasadowych montowane są w stalowych skrzynkach, dlatego też te akumulatory odznaczają się wielką trwałością mechaniczną.

Akumulatory zasadowe ładuje się prądem o natężeniu odpowiadająym 0,2 ich pojemności. Stąd praktyczny wniosek — łado-

wanie tego typu akumulatorów trwa dwukrotnie krócej niż ołowiowych. Zwykle czas ładowania wynosi 7 godzin i nie potrzebne są te wszystkie ceregiele, co przy ołowiowych.

Jeżeli po skończonej pracy czy doświadczeniu nie naładujesz wyładowanego akumulatora zasadowego, to nic złego się nie stanie. Byle tylko stał szczelnie zamknięty. Nie szkodzi mu też za długie czy też za krótkie ładowanie.



A teraz podaję Ci konkretne dane dotyczące krajowej produkcji akumulatora kadmowo-niklowego do latarek ręcznych. Akumulator taki oznaczony jest symbolem 2 GKN-6. Symbol 2 oznacza, że akumulator zbudowany jest z dwu pojedynczych ogniw, czyli dostarcza prądu o napięciu:

$$2 \cdot 1{,}2\ V = 2{,}4\ V$$

Dalej litera G wskazuje, iż pojedyncze cele izolowane są gumą. Litery K i N odnoszą się do konstrukcji (kadmowo-niklowy). Ostatni wreszcie symbol (6) oznacza pojemność w Ah.

Masa takiego akumulatora kadmowo-niklowego wynosi 800 g i można go ładować prądem 1,5 A, rozładowywać zaś prądem o natężeniu 1 A.

Teraz ponieważ powiedziałem już wszystko, co miało być powiedziane w tym rozdziale o akumulatorach, powinno nastąpić zakończenie.

Żeby jednak nie było zbyt nudno i szablonowo — zakońc nia w tym rozdziale nie będzie.



O ELEKTROLITYCZNYM UTLENIANIU I SKUTKACH REAKCJI JAKIE ZACHODZĄ NA ANODZIE



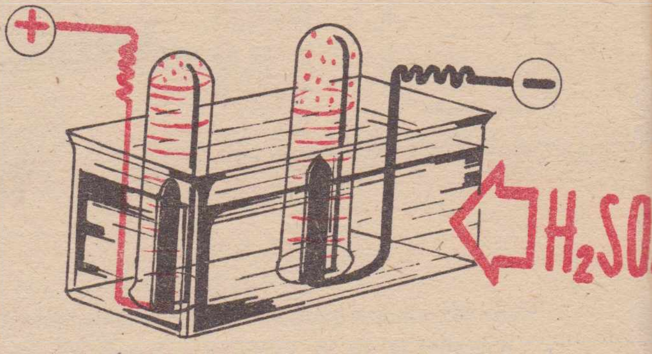
Teraz, kiedy już umiesz budować niektóre prostowniki i akumulatory i potrafisz łączyć w różny sposób baterie, proponuję Ci zająć się ciekawymi reakcjami, jakie podczas elektrolizy zachodzą na elektrodzie dodatniej, czyli na anodzie.

Jak sam się niedługo przekonasz, reakcje te są nie tylko fascynujące, ale mają duże znaczenie praktyczne zarówno dla techniki przemysłowej, jak i dla każdego amatora majsterkowania. Jak zawsze nie obejdzie się bez odrobiny teorii, ale obiecuję, że przygotowałem dla Ciebie również i doświadczenia.

Jesteś gotów? Dobrze. Zaczynajmy.

Utlenianie anodowe

W naczyniu szklanym np. słoiku, napełnionym 3—5% wodnym roztworem **kwasu siarkowego H_2SO_4** ustaw pionowo, wylotami w dół, dwie szklane probówki napełnione tym samym roztworem kwasu siarkowego. Od dołu do wylotu każde z probówek wprowadź pałeczkę węglową z rozebranej bateryjki, połączoną z przewodem. Koniec jednego przewodu połącz z dodatnim, koniec przewodu drugiego zaś z ujemnym źródłem prądu stałego, np. prostownikiem 6 V.



Szybko zauważysz na obu węglowych pałeczkach—elektrodach pojawianie się drobniutkich pęcherzyków gazu. Pęcherzyki odrywają się stopniowo od pałeczki i gromadzą w górnej części probówki. Po 20—30 minutach w probówkach zbierze się już widoczna ilość gazów z tym, że ilości te są różne. Już na oko widać, że gazu w jednej probówce jest dwa razy więcej niż w probówce drugiej.

Powiedz mi proszę, jaka elektroda znajduje się w probówce z większą ilością gazu?

Tak, chodzi mi o to, z jakim biegunem źródła prądu stałego jest połączona ta elektroda.

Mówisz:

— Z ujemnym.

Tak, a więc ta elektroda jest katodą. Natomiast ta druga elektroda, nad którą zebrało się mniej gazu i jest połączona z dodatnim biegunem źródła prądu stałego, stanowi anodę.

Na dobrze, a jak myślisz, co to za gazy zebrały się w probówkach?

— Też pytanie — oburzasz się. — Przecież nawet przedszkolak chemiczny wie, że zaszła elektroliza wody i w jednej probówce zebrał się tlen, a w drugiej wodór.

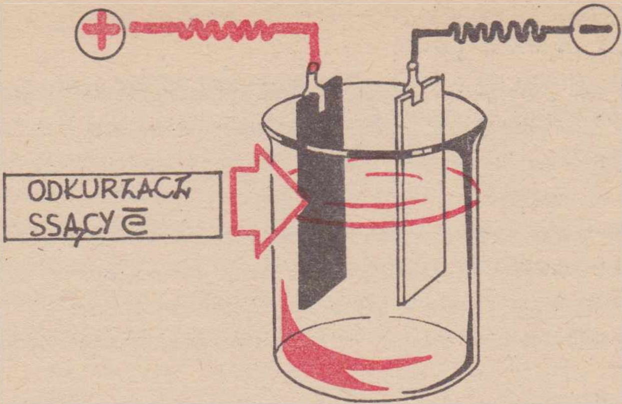
— A którego gazu mamy więcej? — pytam dalej. Co, milczysz? Przypatrz się więc tylko równaniu rozkładu dwu cząsteczek wody na tlen i wodór:

$$2H_2O \xrightarrow{\text{elektroliza}} 2H_2 + O_2$$

Wynika z tego jasno, że z dwu cząsteczek wody otrzymamy dwie objętości wodoru i jedną objętość tlenu. Tak więc nad katodą zbierze się dwa razy więcej wodoru niż tlenu nad anodą.

Tlen i wodór otrzymasz również prowadząc elektrolizę wodnego roztworu **wodorotlenku sodu NaOH** lub **wodorotlenku potasu KOH.** O tym, że przy elektrolizie tych roztworów na anodzie wydziela się rzeczywiście tlen, możesz się łatwo przekonać doświadczalnie, np. za pomocą żarzącego się drewienka.

Jednak wydzielanie się na anodzie tlenu podczas elektrolizy



różnych roztworów, to jeszcze nie wszystko, co się dzieje wokół anody. Proszę Cię, zapamiętaj dobrze, że anoda jest jak gdyby pompą ssącą, która bardzo chętnie i skutecznie odbiera jonom elektrony. Właśnie to **odbieranie jonom elektronów określane jest w chemii szerokim pojęciem utleniania.**

Musisz więc wiedzieć, że utlenianie to nie tylko dosłowne łączenie się jakiegoś pierwiastka z tlenem, jak np. spalanie węgla czy łączenie się różnych metali z tlenem, ale również i zmiana wartościowości jonów.

Utlenianiem więc określamy np. takie reakcje:

— przechodzenie kationu Fe^{2+} w kation Fe^{3+};

— przechodzenie kationu Mn^{6+} w kation Mn^{7+};

— przechodzenie kationu Cr^{3+} w kation Cr^{6+};

— przechodzenie anionu I^- w atom I.

Ogólnie biorąc reakcje, które zachodzą podczas anodowego utleniania, możemy podzielić na 3 grupy. Są to:

1) zmiana wartościowości jonów;

2) polimeryzacja jonów;

3) utlenianie w sensie dosłownym.

Postaramy się teraz wspólnie prześledzić wszystkie te grupy reakcji i oczywiście, co się da, sprawdzić bądź potwierdzić doświadczalnie.

Zmiany wartościowości

Na początek prześledź doświadczalnie, czy rzeczywiście na anodzie kationy żelaza(II) (Fe^{2+}) utleniają się do kationów żelaza(III) (Fe^{3+}). Dobrze się składa, bo znamy bardzo czułe barwne reakcje chemiczne, za pomocą których możemy odróżnić kationy Fe^{2+} od kationów Fe^{3+}.

W probówce napełnionej wodą rozpuść odrobinę jakiegoolwiek związku żelaza dwuwartościowego, a więc np. $FeSO_4$ czy $FeCl_2$, a roztwór swój podziel do dwu probówek. Następnie do probówki pierwszej z roztworem soli żelaza Fe^{2+} dodaj kilka kropli wodnego 3—5% roztworu **żelazocyjanku potasu $K_4[Fe(CN)_6]$** zwanego potocznie od swej barwy solą żółtą.

Stwierdzasz trochę z niepokojem, że w probówce nic widocznego się nie dzieje.

I zaraz wyciągasz stąd wniosek, że żelazocyjanek potasu, czyli opularna sól żółta, nie reaguje ze związkami żelaza dwuwartościowego (Fe^{2+}).

I masz rację.

A teraz do drugiej probówki ,zawierającej roztwór tej samej soli żelaza dwuwartościowego, dodaj kilka kropli 3—5% wodnego roztworu **żelazicyjanku potasu $K_3[Fe(CN)_6]$**, czyli

tzw. soli czerwonej. Już po dodaniu dosłownie jednej kropli zawartość probówki stanie się ciemnobłękitna.

— A więc żelazicyjanek potasu tylko z solami żelaza Fe^{2+} daje reakcję barwną — wołasz.

A ja dodaję:

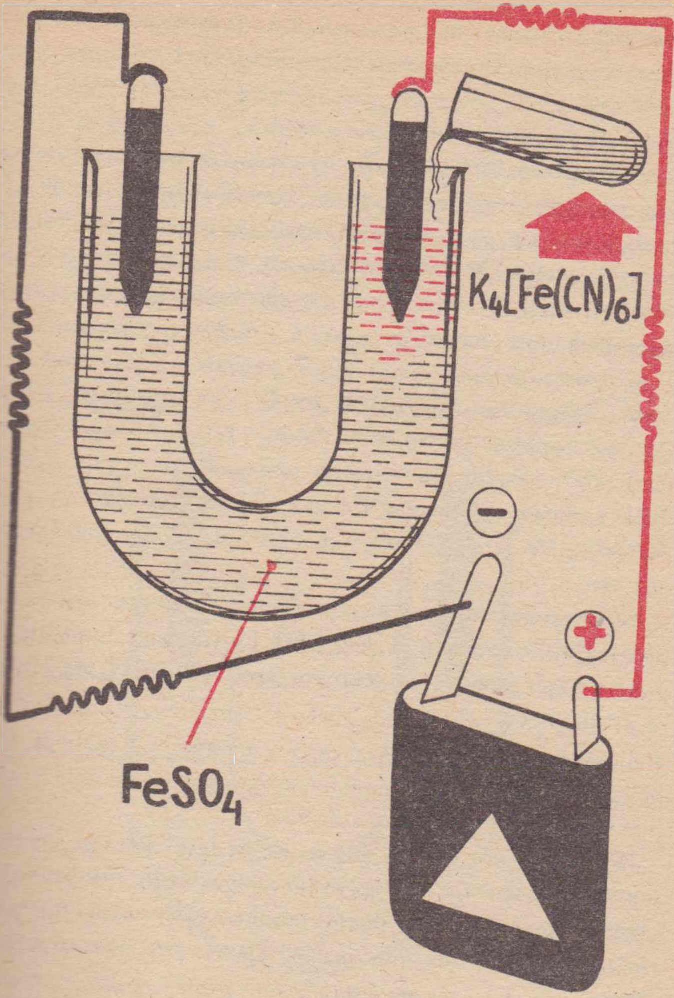
— Natomiast sól żółta, czyli żelazocyjanek potasu, daje re- barwną tylko z solami żelaza trójwartościowego (Fe^{3+}).

Sprawdź to proszę doświadczalnie, dodając do roztworu **chlorku żelaza(III) $FeCl_3$** lub **azotanu żelaza(III) $Fe(NO_3)_3$ kilka kropli roztworu soli żółtej. Natychmiast powstanie ciemnobłękitny osad. I ta reakcja jest ogromnie czuła.**

Wiesz już, jak można w sposób prosty i szybki wykrywać kationy Fe^{3+} w obecności kationów Fe^{2+} i dlatego możemy przystąpić do zasadniczego doświadczenia.

W statywie lub na jakiejś podstawce zamocuj nieruchomo rurkę szklaną wygiętą w kształt litery „U", taką, jaką używałeś do doświadczenia opisanego na stronach 25—28 tej książeczki. Rurkę napełnij 10% wodnym roztworem soli żelaza dwuwartościowego, a więc np. **chlorku żelaza(II) $FeCl_2$** lub **siarczanu żelaza(II) $FeSO_4$**. Teraz w oba otwory rurki szklanej wprowadź elektrody wykonane z pałeczek węglowych i połącz jedną elektrodę z dodatnim, a drugą z ujemnym biegunem źródła prądu. Do tego celu może Ci służyć prostownik, akumulator lub nawet 4,5 V płaska bateryjka.

Do wylotu rurki szklanej, w której jest umieszczona anoda, wpuść kilka kropli 2—3% wodnego roztworu soli żółtej, czyli żelazocyjanku potasu. Początkowo roztwór w okolicy katody i anody będzie miał naturalną barwę roztworu użytej soli żelaza(II). Ale już po paru minutach elektrolizy roztwór w okolicy anody przybierze wyraźnie barwę błękitną. A więc masz prawo



$K_4[Fe(CN)_6]$
$FeSO_4$

stwierdzić, że na anodzie nastąpiło utlenienie kationów Fe^{2+} do kationów Fe^{3+}, co sygnalizuje Ci barwa roztworu.

Pytasz:

— Jak do tego doszło?

— Po prostu, jak już była mowa, anoda podczas elektrolizy jest jak gdyby pompą ssącą elektronów. Dlatego kationy Fe^{2+} oddają anodzie po elektronie, czyli się utleniają do kationów Fe^{3+}. I właśnie na takiej drodze anodowego utleniania otrzymuje się wiele ważnych związków chemicznych. Zatrzymamy się przy nich przez chwilkę.

a) nadmanganiany. Elektrolizie poddawany jest wodny roztwór **manganianu potasu K_2MnO_4**. Jak łatwo obliczyć, mangan występujący w anionie MnO_4^{2-} jest sześciowartościowy, czyli Mn^{6+}. Podczas elektrolizy roztworu manganianu na anodzie zachodzi utlenianie i powstaje **nadmanganian potasu $KMnO_4$**. W anionie MnO_4^- mangan jest już siedmiowartościowy Mn^{7+}.

b) żelazicyjanki. Podczas elektrolizy wodnego roztworu **żelazocyjanku potasu $K_4[Fe(CN)_6]$** na anodzie zachodzi utlenianie tego związku do **żelazicyjanku $K_3[Fe(CN)_6]$** zgodnie z równaniem:

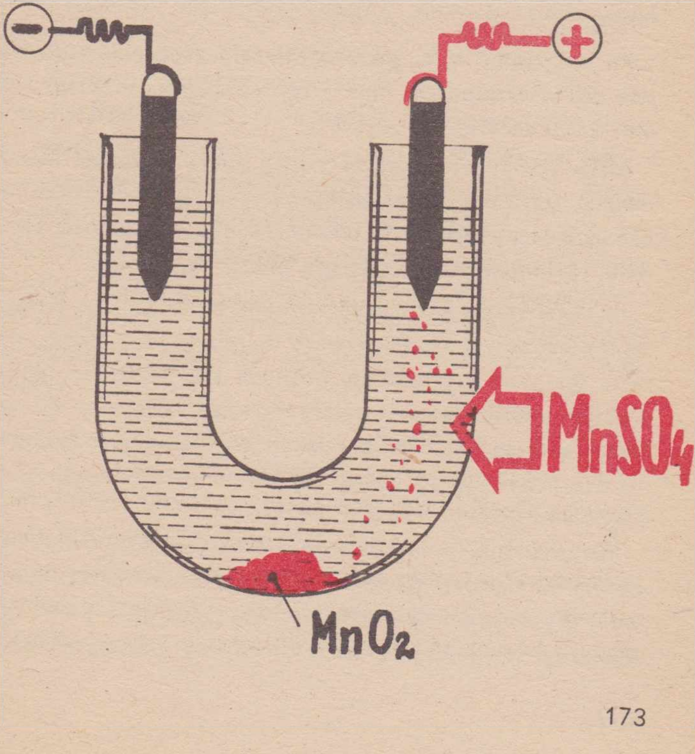
$$2K_4[Fe(CN)_6] + [O] + H_2O \xrightarrow{\text{elsktroliza}} 2K_3[Fe(CN)_6] + + 2KOH$$

O, widzę po Twojej minie, że zaciekawiła Cię ta ostatnia reakcja. Doskonale to rozumiem. Odróżnienie manganianów od nadmanganianów jest dosyć trudne. Natomiast identyfikacja żelazicyjanku w obecności żelazocyjanku jest wprost dziecinnie łatwa.

Sprawdzimy to zaraz doświadczalnie.

Do rurki, zgiętej w kształcie litery „U", nalej 10—15% wodnego roztworu soli żółtej, czyli żelazocyjanku potasu. W otworach rurki zamocuj pałeczki węglowe — elektrody. Włącz prąd i do otworu z elektrodą anody wlej parę kropli 3—5% wodnego roztworu dowolnej soli żelaza dwuwartościowego (Fe^{2+}), a więc np. $FeCl_2$ czy $FeSO_4$. Już po paru minutach ciecz w okolicy anody będzie przybierać szafirowe zabarwienie. Świadczy to niezbicie, że przy anodzie nastąpiło utlenienie żelazocyjanku do żelazicyjanku.

c) **braunsztyn MnO_2**. Związek ten stosowany powszechnie



w przemyśle szklarskim, chemicznym i do produkcji suchych ogniw, otrzymywany jest poprzez anodowe utlenianie podczas elektrolizy wodnego roztworu **siarczanu manganu(II) $MnSO_4$**. Jak widzisz, mangan w tym związku występuje jako kation dwudodatni Mn^{2+}. W wyniku elektrolizy roztworu siarczanu(II) na anodzie zachodzą dwie kolejne reakcje:

$$MnSO_4 \xrightarrow{\text{elektroliza}} Mn(SO_4)_2$$

$$MnSO_4 \xrightarrow{\text{elektroliza}} 2H_2SO_4 + MnO_2\downarrow$$

w wyniku których wytrąca się ciemny nierozpuszczalny osad MnO_2.

W połączeniu tym, jak możesz sam zaobserwować, mangan jest już czterododatni Mn^{4+}, czyli nastąpiło anodowe utlenienie Mn^{2+} do Mn^{4+}.

Mając już pod ręką swoją rurkę zgiętą w kształt litery „U", możesz śmiało wykonać następną reakcję. Ukoronowaniem jej prowadzenia będzie w Twoim przypadku zebranie się na samym dnie rurki odrobiny czarnego osadu MnO_2.

d) regeneracja **kwasu chromowego H_2CrO_4**. Kwas chromowy jest powszechnie używany do rafinacji tłuszczów jadalnych oraz do produkcji bardzo ważnych dla farmacji i kosmetyki kwasów azelainowego i pelargonowego. Zarówno do rafinacji tłuszczów, jak też i do produkcji wymienionych kwasów jako środka utleniającego używa się kwasu chromowego zakwaszonego dodatkowo kwasem siarkowym.

Po utlenieniu związków organicznych kwas chromowy przechodzi w siarczan $Cr_2(SO_4)_3$. Jak łatwo obliczysz, wartościowość chromu z 6+ w kwasie H_2CrO_4 spada do 3+ w $Cr_2(SO_4)_3$. Aby zregenerować drogi kwas chromowy, powstający po reakcji

utleniania roztwór siarczanu chromu(III) poddaje się elektrolizie. W wyniku anodowego utleniania chrom z Cr^{3+} przechodzi w Cr^{6+} i powstaje ponownie kwas chromowy, który zawraca się do dalszego utleniania.

Widzę jednak, że coś Cię gnębi i że masz do mnie jakieś pytanie.

— Czy anodowe utlenianie dotyczy tylko katłonów?

— Ależ nic podobnego. Tak się złożyło, że dotychczas wykonywaliśmy doświadczenia tylko z utlenianiem kationów, więc Twoje pytanie jest jak najbardziej słuszne. Otóż anodowemu utlenianiu podczas elektrolizy ulegają zarówno kationy, jak też i aniony.

Zaraz się o tym sam przekonasz.

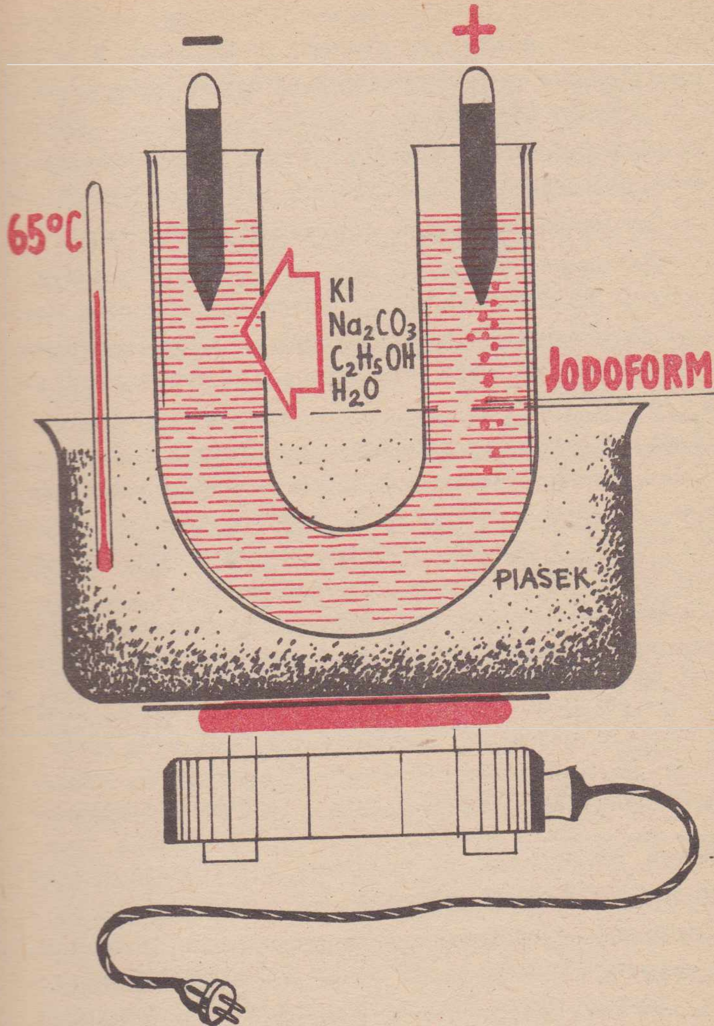
Celem naszego doświadczenia będzie teraz otrzymanie jodoformu. Jodoform o wzorze CHI_3, czyli trijodometan jest to żółty proszek o charakterystycznym ostrym zapachu, topiący się w temp. 119°C, nierozpuszczalny w wodzie.

Związek ten ma zastosowanie w medycynie jako środek antyseptyczny — Przypominam Ci to z powodów praktycznych. Jodoform powstaje w wyniku syntezy jodu z alkoholem etylowym w obecności utleniacza, podchlorynu sodu. A oto i wzór tej syntezy:

$$CH_3CH_2OH.+ 8[I] + 6KOH \rightarrow CHI_3 + HCOOH + 5H_2O + 5KI$$

Proszę, zwróć uwagę, że do syntezy tej konieczny jest jod atomowy, a nie aniony jodu (I^-).

Znając syntezę jodoformu możemy już przystąpić do działania. Rurkę zgiętą w kształ litery „U" umieść w płaskim naczyniu z suchym piaskiem, ustawionym na płycie kuchenki elektrycznej.



–
+
65°C
KI
Na_2CO_3
C_2H_5OH
H_2O
JODOFORM
PIASEK

Takie ustawienie umożliwi Ci ogrzewanie cieczy w rurce podczas elektrolizy do temperatury 60—70°C.

Teraz wykonaj elektrolit. Do cylinderka miarowego wsyp 12,5 g **jodku potasu KI**, 10g **węglanu sodu Na_2CO_3**, dalej 25 cm^3 96% **alkoholu etylowego CH_3-CH_2OH** i wreszcie dolej wody destylowanej do objętości 100 cm^3. Gdy całość się już rozpuści, roztworem tym napełnij swoją rurkę. Włącz ogrzewanie, zanurz w wylotach rurki elektrody węglowe, włącz prąd, a rozpocznie się elektroliza.

Tym razem jednak warunkiem powodzenia jest konieczność zastosowania prądu o dużym natężeniu. Po 10—15 minutach elektrolizy roztwór w okolicy anody wyraźnie zmętnieje i zżółknie. Po tym czasie przerwij elektrolizę i mętną ciecz przesącz przez bibułę. Na sączku zbierze się odrobina żółtego osadu. Będzie nim jodoform.

Widzę, że kiwasz niezdecydowanie głową, bo z jednej strony doświadczenie niby się udało, ale tak na dobrą sprawę, to nie bardzo rozumiesz, jak doszło do powstania tego żółtego proszku i jaką właściwie rolę odegrała elektroliza.

Tak, rozumiem Twoje wątpliwości i zaraz sobie wszystko wyjaśnimy.

Wiesz już, że do syntezy jodoformu potrzebny jest alkohol etylowy i jod atomowy.Tymczasem do sporządzenia elektrolitu, użyłeś **jodku potasu KI**. Co się dzieje z tym związkiem, gdy zetknie się z wodą?

— Ulega dysocjacji — odpowiadasz.

— Tak, masz rację.

W wyniku dysocjacji cząsteczek KI powstają kationy K^+ i aniony I^-.

— Teraz już mi coś zaczyna świtać — wołasz.

Obdarzone ujemnym ładunkiem aniony I^- oddają anodzie po jednym elektronie i stają się obojętnymi atomami I. Brawo, widzę, że umiesz logicznie myśleć. Tak, aniony I^- ulegają na anodzie utlenieniu do I i w obecności sody natychmiast zaczyna się reakcja z alkoholem. Dzięki temu powstaje jodoform, który jako drobniutka zawiesina gromadzi się w roztworze.

A więc po tym doświadczeniu możemy powiedzieć już, że anodowe utlenianie i kationów i anionów mamy omówione oraz wypróbowane.

Polimeryzacja jonów

Drugim typem bardzo ważnych reakcji utleniania, jakie zachodzą na anodzie, jest polimeryzacja jonów. Podobnie jak i w chemii tworzyw sztucznych, tak tu w wyniku anodowego utleniania następuje łączenie się pojedyńczych jonów w większe zespoły.

Przykładem takich reakcji jest powstawanie takich nadsiarczanów jak kwas nadsiarkowy lub nadsiarczan amonu.

Niestety, z uwagi na konieczność operowania bardzo stężonym kwasem siarkowym, oraz stosowanie elektrod platynowych i urządzeń destylacyjnych „produkcję" nadsiarczanów poprowadzimy chwilowo tylko na papierze.

Warto to zrobić, zwłaszcza że właśnie na drodze anodowego utleniania produkowany jest bardzo ważny związek — **woda utleniona H_2O_2**.

A więc podczas elektrolizy stężonego kwasu siarkowego na elektrodach platynowych poprzez anodowe utlenianie powstają dwa kwasy nadsiarkowe:

a) **kwas jednonadsiarkowy H_2SO_5**, zwany kwasem Caro;
b) **kwas dwunadsiarkowy $H_2S_2O_8$.**

Kwas dwunadsiarkowy reagując z wodą ulega rozkładowi na kwas siarkowy i kwas jednonadsiarkowy, czyli kwas Caro.

$$H_2S_2O_8 + H_2O \rightarrow H_2SO_5 + H_2SO_4$$

Z kolei powstający kwas Caro reagując z wodą daje kwas siarkowy i wodę utlenioną:

$$H_2SO_5 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + H_2O_2$$

Dzięki odpowiedniej konstrukcji elektrolizerów otrzymuje się wodę utlenioną, a kwas siarkowy zawraca ponownie do elektrolizy.

Zapoznam Cię teraz z drugą bardzo ważną, bo wykorzystywaną na szerszą skalę w przemyśle, reakcję anodowego utleniania. Jest nią otrzymywanie nadsiarczanu amonu $(NH_4)_2S_2O_8$ poprzez elektrolizę wodnych roztworów **siarczanu amonu $(NH_4)_2SO_4$.**

Podczas elektrolizy stężonego roztworu $(NH_4)_2SO_4$ prowadzonej na elektrodach platynowych, w wyniku anodowego utleniania powstaje **nadsiarczan amonu $(NH_4)_2S_2O_8$**. Następnie na związek ten działa się **kwaśnym siarczanem potasu $KHSO_4$**, w wyniku czego tworzy się **nadsiarczan potasu $K_2S_2O_8$** i **kwaśny siarczan amonu NH_4HSO_4**:

$$(NH_4)_2S_2O_8 + 2KHSO_4 \rightarrow K_2S_2O_8 + 2NH_4HSO_4$$

Dalej nadsiarczan potasu reagując z gorącą wodą daje **kwaśny siarczan potasu $KHSO_4$** i wodę utlenioną

$$K_2S_2O_8 + 2H_2O \xrightarrow{temp.} 2KHSO_4 + H_2O_2$$

Pomimo pozornej zawiłości i tylu kolejnych reakcji, właśnie ta metoda otrzymywania wody utlenionej, dzięki doskonałej wydajności znalazła powszechne zastosowanie przy przemysłowej produkcji wody utlenionej.

Na zakończenie wspomnę Ci jeszcze tylko o nadboranach, których podstawą jest np. **nadboran sodu $NaBO_3$**. Związek ten otrzymuje się w wyniku anodowego utleniania podczas elektrolizy wodnych roztworów **czteroboranów sodu $Na_2B_4O_7$**, czyli popularnego boraksu. Nadborany łatwo ulegają rozkładowi z wydzielaniem aktywnego tlenu. Dlatego właśnie nadborany wchodzą dziś w skład większości nowoczesnych proszków piorących.

Podobnie drogą anodowego utleniania chloranów powstają nadchlorany, których głównym zastosowaniem jest wyrób różnych mieszanek pirotechnicznych.

Utlenianie w sensie dosłownym

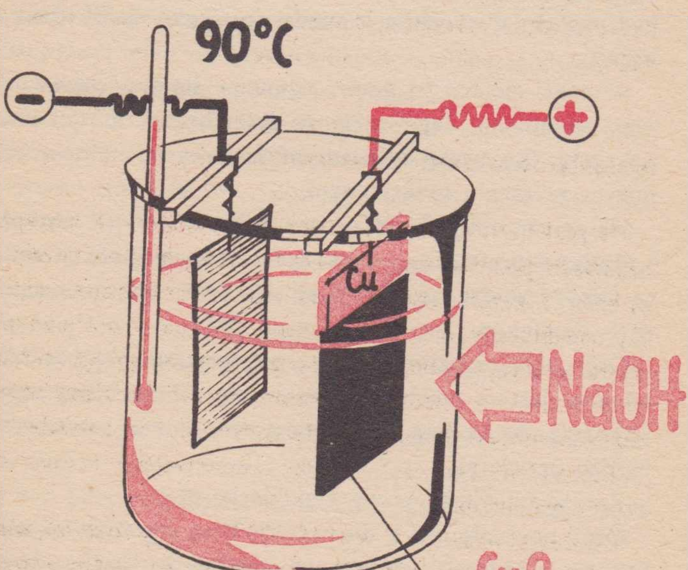
Po reakcjach utleniania kationów i anionów, a następnie po reakcjach polimeryzacji, w wyniku których powstawały różne związki z przedrostkiem „nad", jak nadsiarczany, nadborany czy nadchlorany, przejdziemy do utleniania w dosłownym tego słowa znaczeniu. Inaczej mówiąc, proponuję Ci teraz cykl doświadczeń, w których wykorzystywać będziesz utlenianie różnych metali tlenem wydzielającym się na anodzie.

Zacznij od bardzo prostego, ale trwałego i estetycznego czernienia miedzi.

Do zlewki na 200 cm^3 wlej 15—20% wodny roztwór **wodorotlenku sodu NaOH**. Zlewkę ustaw na siatce i ogrzewaj

roztwór do 90°C. Gdy już uzyskasz tę temperaturę, zawieś w zlewce wyczyszczoną poprzednio blaszkę miedzianą i połącz ją z dodatnim biegunem źródła prądu stałego. Drugą elektrodą katodą będzie pałeczka węglowa. Rozpoczyna się elektroliza. Już po chwili zauważysz, że anoda, czyli blaszka miedziana, wyraźnie ciemnieje, a po około 5 minutach staje się zupełnie czarna. Nic dziwnego, pokryła się ona warstewką czarnej powłoki, utworzonej z **tlenku miedzi(II) CuO**. Czarny tlenek miedzi(II) CuO powstał na anodzie w wyniku bezpośredniej syntezy tlenu z miedzią:

$$Cu + [O] \rightarrow CuO$$



Twoja powłoka tlenkowa jest szczelna i doskonale związana z metalem podłoża. Po dokładnym wypłukaniu w wodzie, wysuszeniu i lekkim natłuszczeniu powłoka taka jest bardzo trwała i ma duże walory ozdobne.

Jeżeli zamiast gorącego roztworu NaOH użyjesz zimnego 15—20% wodnego roztworu **węglanu sodu $NaCO_3$** i będziesz prowadził elektrolizę za pomocą anody miedzianej, to teraz, w wyniku anodowego utleniania, miedź pokryje się piękną warstweką zielonkawej patyny. Podobnie ma się rzecz i z cynkiem. Utleniając go anodowo w wodnych roztworach fosforanów, żelazocyjanków, nadmanganianów czy chromianów, możesz cynkom nadawać różne barwy.

Prawdopodobnie te proste przepisy przydadzą Ci się, gdy będziesz chciał wyrobom z miedzi czy cynku nadać różne ładne barwy.

A teraz, niejako na deser, zajmiemy się anodowym utlenianiem aluminium. Zapewniam, że deser będzie obfity i smaczny, bo czeka Cię wiele doświadczeń ciekawych, efektownych i o dużym znaczeniu praktycznym.

Na pewno obiły Ci się o uszy takie nazwy jak **eloksalacja** i **alodynowanie.** Czy umiesz jednak powiedzieć, co oznaczają te nazwy? Widzę, że domyślasz się raczej, niż wiesz, iż chodzi tu o aluminium.

Otóż obie te nazwy dotyczą powierzchniowej obróbki aluminium. Jestem pewien, że warto się z nimi bliżej zapoznać, zwłaszcza, że są one w praktyce amatorskiej i warsztatowej bardzo przydatne.

Zacznę od samej nazwy eloksalacja.

Otóż powstała ona z pierwszych liter wyrazów — **el**ektrolityczna **oks**ydacja **al**uminium (oksydacja czyli utlenianie).

Nazwą tą, chociaż może niezupełnie słusznie w języku potocznym obejmujemy dziś całokształt obróbki elektrochemicznej i chemicznej aluminium. Warto więc wiedzieć, że za pomocą tych procesów aluminium i jego stopom możesz nadać lśniący połysk lub jedwabisty mat, kolory żywe, ostre lub łagodne, pastelowe. Pamiętaj przy tym, że taka obróbka zapewnia przedmiotom nie tylko estetyczny i przyjemny wygląd, ale zarazem doskonale chroni je przed matowieniem, ścieraniem i korozją.

Sztuczna biżuteria, a więc łańcuszki, broszki, klipsy, pierścionki, bransoletki, drobna galanteria domowa, osłony termosów, obudowy aparatów, tacki, ramki, pudełka, długopisy, pióra wieczne, papierośnice, gałki, pokrętła, skale przyrządów pomiarowych, aluminiowa stolarka, a nawet wielkie płyty osłonowe budynków — wszystkie te przedmioty, oraz oczywiście wiele tu przeze mnie nie wymienionych, zawdzięczają swój wygląd i trwałość właśnie procesom eloksalacji.

Ponieważ procesy te są w zasadzie proste i możliwe do przeprowadzenia w warunkach amatorskich, zapoznam Cię z najważniejszymi czynnościami, jakie się wykonuje przy eloksalacji aluminium.

Mówiąc w skrócie, proces eloksalacji polega na elektrolitycznym utlenianiu powierzchni aluminium, celem wytworzenia na niej twardej i wytrzymałej mechanicznie warstewki tlenkowej Al_2O_3, następnie ewentualnym jej zabarwieniu i wreszcie uszczelnieniu.

Procesem zupełnie dodatkowym, lecz całkowicie nie związanym z samym barwieniem i utlenianiem, jest polerowanie. Zabieg ten przeprowadzić można na drodze chemicznej bądź elektrolitycznej.

Pamiętaj, że polerowanie nadaje jedynie powierzchni lustrzany

połysk, lecz nie chroni metalu przed korozją. Dlatego też dalsze postępowanie przy barwieniu i utlenianiu aluminium jest niezmienne. Powiem więc krótko — powierzchnię aluminium możesz utleniać i barwić z poprzednim polerowaniem albo też i bez niego.

Eloksalacja jest zresztą procesem stosowanym nie tylko do aluminium, ale również do jego licznych stopów.

W przeciwieństwie do eloksalacji, alodynowanie jest od początku do końca cyklem operacji czysto chemicznych, w wyniku których na aluminium zostaje wytworzona zabarwiona powłoka tlenkowa.

Do alodynowania zbyteczne jest więc jakiekolwiek źródło prądu. Ale w wyniku alodynowania powstaje od razu zabarwiona na żółtozielono powłoka tlenkowa, której to barwy nie możesz już zmienić. Dlatego też proces ten jest stosowany nie do celów dekoracyjnych, lecz do zabezpieczania przed korozją różnych drobnych wyrobów aluminiowych, jak również w celu wytwarzania powłoki tlenkowej, która stanowi doskonały podkład dla farb i lakierów.

Musisz bowiem pamiętać, że malowanie aluminium nie jest wcale sprawą prostą. Jeżeli powierzchnię aluminium oczyścisz i nawet najdokładniej odtłuścisz, a następnie pomalujesz, to już po paru dniach zauważysz odstawanie oraz łuszczenie się powłoki. Po prostu żaden ze znanych lakierów (a zwłaszcza nitro) nie ma dobrej przyczepności do czystego aluminium.

Przed malowaniem trzeba więc aluminium koniecznie utlenić chemicznie lub elektrolitycznie, czyli wytworzyć na nim warstewkę tlenkową. Dopiero taka warstewka umożliwia dobrą przyczepność lakierów.

W kolejności zapoznam Cię więc teraz z procesami przygo-

towania powierzchni — polerowaniem chemicznym, polerowaniem elektrolitycznym właściwym, anodowym utlenianiem, barwieniem oraz alodynowaniem aluminium.

Przygotowanie powierzchni do eloksalacji

Jeśli chcesz mieć gładkie, błyszczące pudełko, to z powierzchni aluminium, przez szlifowanie i polerowanie usunąć musisz wszystkie rysy i nierówności. Z kolei, gdy chcesz uzyskać jedwabisty, tylko lekko błyszczący mat, taki jaki jest np. na tarczach przyrządów pomiarowych czy ramkach, wtedy przedmiot aluminiowy musisz szczotkować miękką, mosiężną szczotką.

Zupełnie zaś matowe powierzchnie otrzymasz poddając przedmioty piaskowaniu za pomocą odpowiednio dobranej granulacji ścierniwa.

Przygotowanie powierzchni przedmiotów aluminiowych do eloksalacji polega na usunięciu z nich warstwy tlenkowej, brudu oraz tłuszczu. W zależności od stanu wyjściowego powierzchni przedmiotów dobieramy odpowiednią metodę przygotowania.

A więc gdy przedmioty aluminiowe są silnie skorodowane, wówczas w celu usunięcia produktów korozji trawisz je w roztworze o składzie:

woda	50 cm^3
kwas azotowy, 40%, HNO_3	50 cm^3

Czas wytrawiania w tym roztworze jest bardzo krótki i wynosi 10—30 sekund.

Natomiast przedmioty na oko czyste i mało skorodowane oraz przedmioty wykonane ze stopów aluminium trawisz 1—2 minut w roztworze:

woda	100 cm³
wodorotlenek sodu NaOH	10 g

Temperatura roztworu podczas trawienia powinna wynosić 50—60°C.

Po wytrawieniu, w celu rozjaśnienia powierzchni, przedmiot zanurz na parę sekund do 5% wodnego roztworu kwasu azotowego.

Pytasz:

— A co robić z przedmiotami aluminiowymi pokrytymi np. warstwą smaru lub resztkami pasty polerowniczej?

— W takim przypadku musisz zastosować odtłuszczanie.

Do odtłuszczania wstępnego przedmiotów wypolerowanych mechanicznie używasz miękkiej szczotki i rozpuszczalnika organicznego np. acetonu. Natomiast ostateczne odtłuszczanie przeprowadza się chemicznie, w roztworach alkalicznych lub w kwaśnym roztworze soli chromowych. A więc na przykład obudowy, pudełeczka i inne drobiazgi, już po przemyciu rozpuszczalnikiem, zanurzasz do kąpieli o składzie:

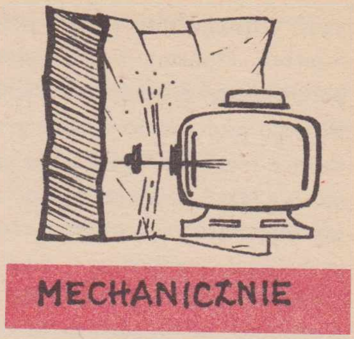
woda	91 cm³
wodorotlenek sodu, NaOH	0,7 g
fosforan trójsodowy, Na_3PO_4	4,5 g
szkło wodne	3,5 g

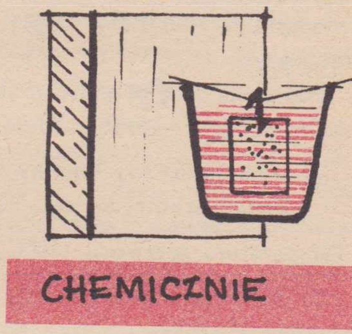
W podanej ilości wody rozpuść wpierw fosforan trójsodowy, następnie wodorotlenek sodu, a na końcu dodaj szkło wodne.

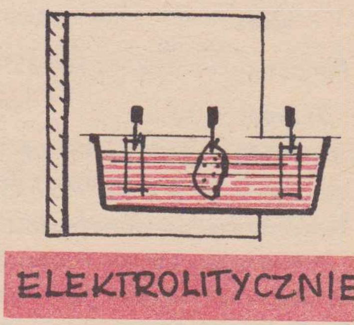
Temperatura roztworów odtłuszczających musi wynosić 50—60°C. Przedmioty wyjęte z kąpieli odtłuszczającej płuczesz dokładnie zimną wodą i od razu jeszcze mokre (nie dotykając ich oczywiście palcami) przenosisz do polerowania lub od razu do anodowego utleniania.

Aluminium można polerować trzema sposobami — mechanicznie, chemicznie i elektrolitycznie. Sposób mechaniczny nie daje nigdy zbyt dobrych wyników. Polerowanie chemiczne jest już znacznie lepsze, a elektrolityczne pozwala Ci wytworzyć na aluminium dosłownie lustrzaną powierzchnię.

Ponieważ polerowanie decyduje o przyszłym pięknym wyglądzie przedmiotu, omówię obie metody polerowania aluminium.







Polerowanie chemiczne

Zabieg ten ma na celu rozjaśnienie powierzchni przedmiotów oraz nadanie im połysku.

Pamiętaj jednak, że metodą polerowania chemicznego, zwanego też często wybłyszczaniem, nie można powierzchniom aluminium

nadać pełnego lustrzanego połysku, ani też zlikwidować rys czy wżerów. Możemy to porównać do zwykłego mechanicznego polerowania przedmiotu stalowego nieszlifowanego, a obrobionego poprzednio jedynie grubym pilnikiem. Wówczas to błyszczące miejsca poprzecinane są bardzo licznymi, głębokimi rysami. Ale jeżeli powierzchnia przedmiotu była poprzednio starannie wypolerowana mechanicznie, to proces chemiczny jeszcze ją rozjaśni, wybłyszczy i wygładzi.

Polerowanie chemiczne jest procesem prostym, szybkim i nie wymagającym żadnych dodatkowych urządzeń. Polega ono bowiem na paromninutowej kąpieli w gorących roztworach wybłyszczających.

Podaję Ci parę przepisów, abyś, w zależności od posiadanych odczynników, wybrał możliwy do zrealizowania.

1) kwas fosforowy stężony H_3PO_4	75 cm³
kwas siarkowy o stęż. 60% H_2SO_4	25 cm³

Temperatura roztworu 110°C, czas zanurzenia 0,5—2 minut.

2) kwas fosforowy stężony, H_3PO_4	80 cm³
kwas azotowy o stęż. 60% HNO_3	5 cm³
woda	20 cm³

Temperatura roztworu 76—85°C, czas zanurzenia 10—15 minut.

3) woda	15 cm³
kwas fosforowy stężony H_3PO_4	75 g
kwas octowy lodowaty CH_3COOH	8,5 g

Temperatura roztworu około 100°C, czas polerowania 2—6 min.

A teraz inna sprawa ważna. Otóż z uwagi na wywiązujące się podczas chemicznego polerowania duże ilości szkodliwych par i gazów (pary kwasów, tlenki azotu), **proces ten musisz wyko-**

nać pod wyciągiem, a w razie jego braku, najlepiej na otwartej przestrzeni.

Wypolerowane przedmioty trzeba natychmiast bardzo starannie wypłukać w zimnej wodzie.

Polerowanie elektrolityczne

Uprzedzam Cię z góry, że takie polerowanie jest procesem dość trudnym do przeprowadzenia, ale pozwalającym za to nadać powierzchni aluminium pełny zwierciadlany blask. Tą właśnie metodą polerowana jest sztuczna biżuteria, odblaskowe wkładki reflektorów, czy specjalne zwierciadła.

Nie rozumiesz jeszcze, na czym ma polegać ta trudność?

Otóż wiedz, że do przeprowadzenia elektrolitycznego polerowania aluminium musisz stosować i duże napięcie i dużą gęstość prądu, a w dodatku kąpiele mają pracować w podwyższonej temperaturze.

Ze wszystkich możliwych przepisów na elektrolityczne polerowanie wybrałem dla Ciebie dwa, wymagające stosunkowo najmniejszego napięcia i natężenia prądu.

1)	woda	80 cm^3
	węglan sodu Na_2CO_3	15 cm^3
	fosforan trójsodowy Na_3PO_4	5 cm^3

Aby proces elektrolitycznego polerowania przebiegał właściwie, roztwór musi być ogrzany do 70°C. Czas polerowania wynosi 5—6 minut, napięcie 12—14 V, a gęstość prądu 3—4 A/dm^2. Katodą jest blacha stalowa.

2)	woda	14 cm^3
	kwas fosforowy H_3PO_4	70 cm^3

kwas siarkowy stężony H_2SO_4 3 cm^3

bezwodnik kwasu chromowego CrO_3 6 g

Polerowanie w tej kąpieli musisz przeprowadzać w temperaturze 80—85°C, stosując napięcie 7—15 V i gęstość prądu 10—15 A/dm^2 polerowanej powierzchni.

A teraz potrzebne wiadomości o samym procesie elektrolitycznego polerowania i o potrzebnych do tego urządzeniach Do przeprowadzenia elektrolitycznego polerowania aluminium potrzebne jest naczynie szklane lub kamionkowe. W środku naczynia, na jego brzegach obłożonych drewnem, umieszczasz pręt mosiężny lub aluminiowy i łączysz go z dodatnim biegunem źródła prądu stałego. Na tej środkowej szynie anodzie będziesz zawieszał polerowane aluminiowe przedmioty.

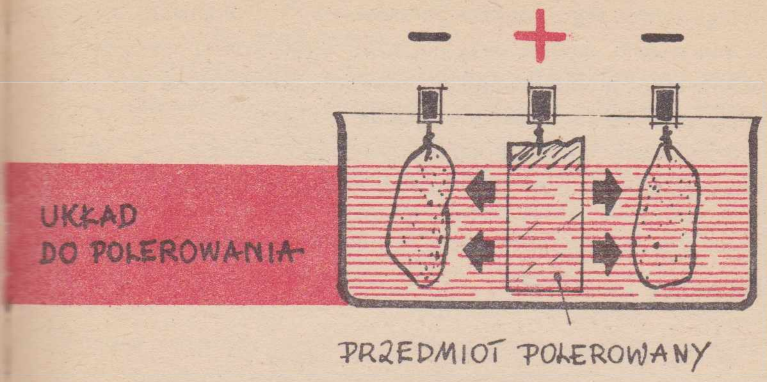
W odległości 10 cm od szyny środkowej, po obu jej stronach kładziesz dwie boczne szyny i zawieszasz na nich katody wykonane z blachy stalowej. Te obie szyny łączysz z ujemnym biegunem źródła prądu stałego. Przedmioty przeznaczone do polerowania, już dokładnie odtłuszczone i starannie zamocowane na drucie aluminiowym zawieszasz na środkowej szynie anodzie.

I tu uwaga. Ponieważ kąpiele działają bardzo trawiąco (roztwarzająco) na aluminium, **polerowany przedmiot musisz wkładać do kąpieli polerującej i wyjmować z niej zawsze przy wyłączonym prądzie elektrycznym.**

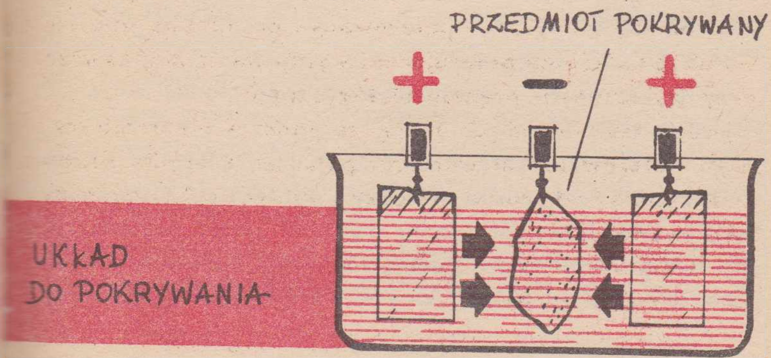
Jeszcze raz zwracam Ci uwagę, że **podczas elektrolitycznego polerowania aluminium, połączenie źródła prądu z szynami są odwrotne niż przy zwykłym galwanicznym pokrywaniu.**

Aby nie było pomyłek, proszę przyjrzyj się uważnie rysunkom zamieszczonym obok.

Przy galwanicznym pokrywaniu na szynach bocznych wiszą



roztwarzające się anody (biegun dodatni). Natomiast przedmiot pokrywany wisi na szynie środkowej i jest katodą (biegun ujemny). W przypadku polerowania elektrolitycznego polerowany przedmiot wisi na szynie środkowej, ale jest anodą (biegunem dodatnim). To on teraz właśnie pod wpływem prądu elektrycznego ulega powolnemu roztworzeniu. Na tym właśnie



polega istota tego rodzaju polerowania. Roztworzeniu ulegają w pierwszym rzędzie wszelkie najmniejsze nawet występy na powierzchni aluminiowego przedmiotu. Dzięki temu powierzchnia staje się coraz bardziej gładka i lśniąca.

Przedmioty wyjęte z kąpieli polerującej (niezależnie od jej składu) muszą być od razu dokładnie opłukane wodą.

Anodowe utlenianie

Wreszcie czeka Cię proces najważniejszy.

Proces ten ma za zadanie wytworzenie na obrabianym przedmiocie twardej, odpornej chemicznie i mechanicznie warstewki **tlenku glinu Al_2O_3**. Bezbarwna, przezroczysta ta warstewka doskonale zabezpiecza poprzednio wypolerowane powierzchnie, a jednocześnie dzięki mikroporowatej strukturze pozwala na ich późniejsze trwałe barwienie.

Przedmioty przeznaczone do utleniania, bezpośrednio przed zanurzeniem w kąpieli do anodowania, wytraw 1—2 minut w jednoprocentowym roztworze kwasu azotowego o temperaturze 18—25°C.

— A po co? — pytasz.

Zabieg ten usuwa z powierzchni pasywną błonkę utrudniającą utlenianie.

Po wytrawieniu przedmiot jeszcze raz opłucz w zimnej wodzie i od razu zawieś w kąpieli utleniającej. Najprostszą kąpielą utleniającą jest wodny roztwór kwasu siarkowego. Jeśli następnie utlenione przedmioty chcesz barwić na kolory jasne, stosuj 10% roztwór **kwasu siarkowego H_2SO_4**, gdy

na ciemno — szczególnie na kolor czarny wówczas użyj 20% roztworu kwasu siarkowego.

Elektrolityczne utlenianie aluminium, zwane również anodowym, (bo zachodzi na elektrodzie dodatniej, anodzie) możesz przeprowadzić w zwykłej wanience galwanicznej z tym, że trzeba zmienić sposób połączenia szyn ze źródłem prądu.

Zarówno przy elektrolitycznym polerowaniu, jak i teraz przy utlenianiu, środkową szynę łączysz z dodatnim, a obie szyny boczne z ujemnym biegunem źródła prądu stałego. Na szynie środkowej (ale zawsze przy włączonym prądzie), zawieszać będziesz utleniony przedmiot. Natomiast na szynach bocznych, za pomocą drutu miedzianego zawieś katody z blachy ołowianej.

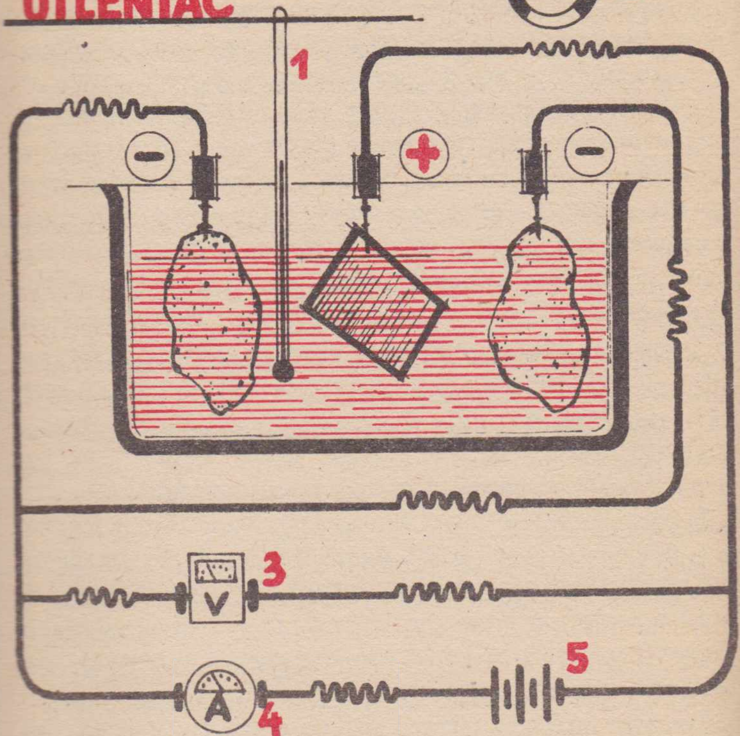
Schemat układu do anodowego utleniania jest więc taki sam, jak i do elektrolitycznego polerowania. Popatrz więc raz jeszcze na rysunek ze s. 191.

Dodam jeszcze, że powierzchnia każdej katody musi być nieco większa od powierzchni utlenianego przedmiotu.

Przedmioty przeznaczone do utleniania zawieszasz na środkowej szynie na grubym drucie aluminiowym, tak aby przedmiot całkowicie skrył się w roztworze kwasu. Drut aluminiowy, na którym zawieszasz przedmiot, służy zarazem do doprowadzenia prądu. Dlatego musisz go jak najsilniej skręcić na przedmiocie, aby zapewnić dobry styk.

Pamiętaj, proszę, o tym, że podczas procesu utleniania również powierzchnia drutu, na którym wisi przedmiot, pokrywa się warstewką tlenku glinu, a warstewka ta bardzo źle przewodzi prąd elektryczny. Jeżeli więc drut tylko luźno opasuje przedmiot, wtedy zarówno powierzchnia drutu, jak i przedmiotu pokrywa się warstewką tlenku. Tym samym prąd przestaje już

TAK MUSISZ UTLENIAĆ



1. TEMPERATURA 18-20°C
2. CZAS 10-40 MIN
3. NAPIĘCIE PRĄDU 12-18 V
4. GĘSTOŚĆ PRĄDU 1-2 A/dm²
5. ŹRÓDŁO PRĄDU STAŁEGO

dopływać do utlenianego przedmiotu. Dlatego drut zawieszki musi być silnie skręcony np. kombinerkami.

Temperatura roztworu kwasu siarkowego podczas utleniania nie ma prawa przekroczyć 18°C. Jeżeli więc roztwór zbytnio się rozgrzeje, musisz przerwać pracę i poczekać aż ostygnie.

Napięcie powinno wynosić 15—18 V, a gęstość prądu 1—2 A/dm^2. Czas utleniania zależy od barwy, jaką następnie chcesz nadać przedmiotowi. Przy barwach jasnych wystarczy 10—15 minut anodowego utleniania, gdy pragniesz jednak zabarwić przedmiot na czarno, utlenianie trwa 30—40 minut.

Prawidłowo przebiegający proces utleniania poznaje się po obfitym wydzielaniu gazów na utlenianym przedmiocie. Jeśli wydzielanie gazów ustanie, będzie to sygnał, iż styk przedmiotu z drutem jest zły, a tym samym utlenianie już nie zachodzi.

Po skończonym utlenianiu przedmioty trzeba bardzo starannie wypłukać pod bieżącą wodą.

Po Twojej niewyraźnej minie widzę, że masz jakieś poważne kłopoty.

Aha, chodzi Ci o to nieszczęsne napięcie do anodowania, które musi wynosić 15—18 V. Ponieważ zwykłe prostowniki i akumulatory, np. samochodowe, dają napięcie tylko 12 V, masz jednak zamiar użyć je do anodowego utleniania aluminium.

Nic z tego nie będzie, mój drogi. Praw chemii nie zmienisz ani nie oszukasz. Myślisz sobie, ot, duża mi różnica — 3 V. Oczywiście nie mogę Ci zabronić tak postąpić, ale uprzedzam, że o anodowym utlenianiu w takich warunkach nie ma co marzyć. Po prostu napięcie jest zbyt niskie na to, aby proces anodowego utleniania zachodził prawidłowo.

— To co robić? — mówisz z rozpaczą, — skoro nie mam źródła prądu stałego o takim napięciu?

Nie rozpaczaj. Jest i na to wyjście. Użyjesz prądu zmiennego. Tak, nie przesłyszałeś się. Mówię wyraźnie, że w tym konkretnym przypadku możesz użyć prądu zmiennego Tylko pamiętaj, tak — jak już wielokrotnie mówiłem — **pod żadnym pozorem nie wolno Ci stosować prądu zmiennego o napięciu sieciowym, czyli 220 V.** Musisz się niestety postarać o transformator tzw. bezpieczeństwa. Otóż taki transformator używany powszechnie na budowach, w garażach i w warsztatach, obniża napięcie sieci 220 V do 24 V. Takie napięcie jest już zupełnie bezpieczne i służy do zasilania przenośnych lamp oświetleniowych, oczywiście z żarówkami 24 V. Gdy wypożyczysz taki transformator, reszta już będzie bardzo prosta.

Na bocznych szynach zawieszasz blachy aluminiowe i szyny te łączysz z jednym wyprowadzeniem 24 V z transformatora. Przeznaczony do anodowego utleniania przedmiot aluminiowy zawieszasz na szynie środkowej i łączysz ją z drugim wyprowadzeniem 24 V z transformatora. Jeżeli transformator włączysz teraz do sieci, rozpocznie się proces anodowego utleniania. Widzę, że mi chyba nie wierzysz.

— Jak to możliwe — pytasz. Przecież do procesów elektrolizy nie można używać prądu zmiennego, bo nie ma tu plusa ani minusa?

A jednak w tym jedynym przypadku, właśnie anodowego utleniania, możesz użyć prądu zmiennego.

Przypomnij sobie tylko, na jakiej zasadzie działał Twój prostownik elektrolityczny. Przecież na elektrodzie aluminiowej powstawała warstewka półprzewodząca. Warstewka taka doskonale przewodzi prąd w kierunku od metalu do elektrolitu, a za to stanowi zaporę nie do pokonania dla prądu płynącego w kierunku przeciwnym, czyli od elektrolitu do metalu.

Właśnie to zjawisko wykorzystamy do elektrolitycznego utleniania aluminium przy użyciu prądu zmiennego.

A więc 50 razy na sekundę prąd będzie przepuszczany i zatrzymywany. Oczywiście anodowemu utlenianiu ulegać będzie i przedmiot na środkowej szynie i obie blachy zamocowane na bocznych szynach, ale to nam nic nie szkodzi.

I jeszcze jedna ważna sprawa. Anodowanie, czyli elektrolityczne utlenianie aluminium, przy użyciu prądu zmiennego musi trwać dwa razy dłużej od anodowania prądem stałym. No, ale w sumie wyjście z trudnej sytuacji się znalazło, więc bierz się ostro do roboty.

Barwienie i uszczelnianie powłok anodowych

Czeka Cię jeszcze kilka w zasadzie prostych czynności związanych z barwieniem i uszczelnianiem wytworzonych na aluminium powłok tlenkowych. Ostrzegam Cię lojalnie, że właśnie teraz, przez pośpiech, niedbalstwo czy też lekceważenie, możesz popełnić nieodwracalne w swych skutkach błędy.



Pamiętaj, że właściwie zabarwione i dobrze uszczelnione powłoki tlenkowe są nie tylko estetyczne dla oka, ale i trwałe. Natomiast niewłaściwe zabarwienie i złe uszczelnienie zniszczy całą Twoją dotychczasową pracę, bo powłoka będzie brzydka, łatwo ulegnie płowieniu i atakom korozji.

Wytworzone metodą anodowego utleniania powłoki tlenkowe na aluminium, przed ich uszczelnieniem są bardzo porowate, dzięki czemu są specjalnie podatne na barwienie. W trakcie barwienia barwnik wnika w mikropory bezbarwnej i przezroczystej powłoki tlenkowej, przez co nadaje jej pożądane zabarwienie.

Sam proces barwienia jest śmiesznie prosty — polega na zanurzeniu przedmiotu o powierzchni już utlenionej anodowo do wodnego roztworu barwnika o temperaturze 45—55°C i pozostawieniu go w roztworze przez 2—15 minut.

Do barwienia anodowo utlenianego aluminium mogą być i bywają używane zwykłe barwniki stosowane do tkanin.

Właśnie ta prostota barwienia, jak i dostępność organicznych barwników do tkanin sprawiają, że wielu niezorientowanych amatorów idzie na łatwiznę, nie domyślając się skutków albo je lekceważąc.

Niestety, ten tak prosty proces barwienia ma bardzo poważną wadę. Oto tak zabarwione aluminiowe przedmioty po pewnym czasie, zwłaszcza gdy są na słońcu lub w podwyższonej temperaturze, zaczynają blaknąć. Nie jest to wina aluminium ani też powłoki tlenkowej, lecz niskiej światłoodporności pospolitych, a więc łatwych do nabycia barwników.

Co prawda do celów barwienia aluminium produkowane są w kraju specjalne barwniki organiczne, tzw. poloksalowe, charakteryzujące się podwyższoną światłoodpornością, ale nie są

one dostępne dla amatora—majsterkowicza. Z tego więc powodu, do barwienia aluminium stosują amatorzy to, co jest pod ręką i co daje doraźny efekt. Skutki jednak są, jak już mówiłem, najczęściej opłakane. Zwłaszcza dotyczy to barw ciemnych, a szczególnie czerni tak potrzebnej np. do radiatorów czy aparatury optycznej.

Tymczasem większość amatorów nie wie, że nawet w skromnych domowych warunkach można trwale barwić powłoki anodowe nie barwnikami organicznymi, ale solami nieorganicznymi.

Oczywiście podstawową wstępną czynnością jest uprzednie anodowe utlenienie powierzchni danego przedmiotu aluminiowego. Warto przy tym pamiętać, iż do trwałego, to jest światłoodpornego oraz wytrzymałego na podwyższoną temperaturę, jak też i działanie pary wodnej barwienia aluminium, stosować można tylko pigmenty nieorganiczne. Ich użycie wymaga jednak powłok tlenkowych o grubości co najmniej 20 µm. I tak barwnikami organicznymi **można kolorować** powłoki tlenkowe już o grubości 5—10 **µm.**

No, ale wiadomo, jak barwy te są nietrwałe.

Zainteresowałeś się, jak widzę, metodą trwałego barwienia aluminium i jako zamiłowany chemik-eksperymentator chcesz proces taki poprowadzić. Pytasz więc, jak on przebiega.

Otóż po wytworzeniu na aluminium powłoki tlenkowej o grubości co najmniej 20 µm, przedmiot dokładnie opłucz wodą, następnie w celu rozwinięcia porów ogrzewaj przez 10 minut do temperatury 120—130°C, po czym ostudź go i przenieś do odpowiedniej kąpieli barwiącej. Za pomocą soli związków nieorganicznych powłoki tlenkowe barwić można jedno- lub dwustopniowo.

Barwienie jednostopniowe

Przy barwieniu jednostopniowym gama możliwych do uzyskania barw jest mała, ale za to sam proces jest prosty i tani. W tabeli nr 1. podaję Ci sole nieorganiczne stosowane do barwienia jednostopniowego.

Stężenie tych soli w kąpielach barwiących wynosi 5—40 g/dm³ wody, temperatura kąpieli barwiącej 40—60 C, a czas barwienia — 5—15 minut.

Z metod jednostopniowych najbardziej polecam Ci barwienie na kolor złoty w wodnym roztworze **szczawianu amonowo-żelazowego $(NH_4)_3Fe(C_2O_4)_3 \cdot 3H_2O$.** Intensywność wybarwień reguluje się stężeniem kąpieli i czasem barwienia. W przypadku pożądanych kolorów bardzo jasnych stosuj stężenie 10 g/dm³ i czas zanurzenia 15 sekund, a w przypadku wybarwienia na kolory intensywniejsze — odpowiednio 50 g/dm³ i czas 5 minut. Proces barwienia możesz prowadzić w dość szerokich granicach temperatury 40—90°C, lecz najczęściej stosuje się temp. 60°C.

Pamiętaj też, że bardziej stężone roztwory szczawianu amonowo-żelazowego rozkładają się pod wpływem światła i dlatego musisz je przechowywać w ciemności, a podczas barwienia zabezpieczać kąpiel przed bezpośrednim działaniem światła. Natomiast jeśli w Twojej kąpieli nastąpi już wytrącenie osadu, roztwór zakwaś kwasem szczawiowym i dodaj niewielkie ilości środka utleniającego, np. H_2O_2, i mieszaj aż do całkowitego rozpuszczenia osadu.

Przy barwieniu jednostopniowym w porach powłoki tlenkowej adsorbowany jest albo kation, albo anion barwny lub też produkty zachodzącej reakcji, jak np. tlenki metali.

Po zakończeniu barwienia przedmioty musisz uszczelniać we wrzącej wodzie destylowanej. Czas uszczelniania: 2 minuty na 1 μm grubości powłok.

Barwienie dwustopniowe

Znaczenie większe możliwości kolorystyczne ma dwustopniowa metoda barwienia powłok tlenkowych na aluminium. Polega ona na tym, że przedmiot aluminiowy ze świeżo wytworzoną powłoką tlenkową zanurzasz do pierwszej kąpieli zawierającej wodny roztwór odpowiedniej soli nieorganicznej. Podczas tego procesu w porach powłoki gromadzi się związek, którego kation w reakcji z odpowiednim anionem z drugiej kąpieli da Ci w przyszłości w porach pożądanej barwy trwały pigment.

Po zanurzeniu na odpowiedni czas do kąpieli pierwszej, barwiony przedmiot opłucz dokładnie wodą i przenieś do kąpieli drugiej.

Kąpiel druga też jest wodnym roztworem odpowiedniej soli nieorganicznej. Z chwilą zanurzenia do kąpieli drugiej, w porach powłoki tlenkowej zachodzą reakcje chemiczne. Mianowicie, jak Ci już mówiłem, kation soli kąpieli pierwszej tworzy z anionem kąpieli drugiej pożądany przez Ciebie barwny pigment.

Po wyjęciu z kąpieli drugiej, już zabarwione przedmioty opłucz dokładnie i uszczelnij we wrzącej wodzie. Czas uszczelniania: 2 minuty na 1 μm.

Składy kąpieli do dwustopniowego barwienia powłok anodowych podaję Ci w tabeli nr 2.

Stężenie soli nieorganicznej w kąpielach 1 i 2 wynosi 10—50 g/dm³ wody. Temperatura kąpieli 30—60°C, a czas barwienia 3—15 minut.

Anodowo utleniane aluminium możesz też barwić np. na brązowo, zanurzając wyrób najpierw w wodnym roztworze **octanu kobaltu(II) $Co(CH_3COO)_2 \cdot 4H_2O$**, a następnie w roztworze **nadmanganianu potasu $KMnO_4$**. Stężenie obu kąpieli jest jednakowe, a jego wielkość zależy od pożądanej intensywności wybarwienia i waha się w granicach 5—15 g/dm³. Obróbka w obu kąpielach w temp. 40—60°C może trwać 3—15 minut. Przedmioty po wyjęciu z pierwszej kąpieli opłucz dokładnie i zanurz w drugiej. Chcąc zwiększyć intensywność wybarwienia, wyroby poddaj obróbce w kąpieli redukującej, którą jest wodny roztwór pirogallolu.

Drugi sposób pozwalający uzyskać kolory brązowe, o jeszcze wyższych odpornościach na światło, polega na napawaniu powłoki tlenkowej roztworem białka, np. mlekiem (pierwsza kąpiel), a następnie na obróbce utleniającej w roztworze nadmanganianu potasu (druga kąpiel). Na skutek utleniania substancji organicznej nadmanganianem potasu następuje w porach powłoki wytrącanie się MnO_2 i otrzymujesz kolory od żółtozłotych do ciemnobrązowych.

Na Twoją uwagę zasługują jeszcze te metody, które dają wybarwienie w kolorach: brunatnoczerwonym, niebieskim, zielonym i czarnym. Dzieje się to na skutek wydzielania się nieorganicznego pigmentu w powłoce.

Barwienie na kolor brunatnoczerwony:

$$2AgNO_3 + K_2CrO_4 \rightarrow Ag_2CrO_4\downarrow + 2KNO_3$$

Barwienie na kolor niebieski:

$$4FeCl_3 + 3K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow + 12KCl$$

Barwienie na kolor zielony:

$$CuSO_4 + Na_2HAsO_3 \rightarrow \text{mieszanka arsenianów miedzi(II) (toksyczna)}$$

Barwienie na kolor czarny:

$$Pb(CH_3COO)_2 + Na_2S \rightarrow PbS\downarrow + 2NH_4CH_3COO$$

Stężenie soli nieorganicznych w obu kąpielach wynosi od 10—50 g/dm^3 wody. Temperatura kąpieli 30—60°C, czas barwienia zależy od żądanej intensywności barwy i wynosi 3—15 minut.

Na zakończenie przypominam, że zabarwione dwustopniowe powłoki tlenkowe na aluminium po wypłukaniu musisz dokładnie uszczelnić przez gotowanie w wodzie destylowanej w czasie 2 minuty na 1 μm grubości powłoki. Pamiętaj, że nie uszczelnione albo źle uszczelnione powłoki tlenkowe szybko i łatwo ulegają atakom korozji, a uszczelnione prawidłowo długo i skutecznie spełniają postawione im zadania.

Alodynowanie

Obiecałem zapoznać Cię z tym procesem, który co prawda jest czysto chemiczny, ale ma wielkie znaczenie praktyczne. Dlatego też zrobimy ten mały wyjątek i zapoznamy się z alodynowaniem, czyli chemicznym utlenianiem aluminium.

Alodynowanie stosuje się po to, aby wytworzyć powłoki świetnie wiążące się z farbami i lakierami, lub w celu zabezpieczenia przedmiotu aluminiowego przed korozją.

Jasne, że teraz przedmiotów aluminiowych nie musisz szlifować ani polerować. Jeżeli są one silnie skorodowane, to wytraw je w roztworach podanych przy omawianiu anodowego utleniania na s. 192.

Jeżeli przedmioty nie są skorodowane, to odtłuść je dokładnie za pomocą acetonu, a następnie chemicznie w jednym z roztworów stosowanych przy anodowaniu.

Teraz, bezpośrednio przed alodynowaniem, przedmioty zanurz na 1—2 minuty do 30% wodnego roztworu **kwasu azotowego HNO_3**. Roztwór taki otrzymasz rozcieńczając stężony kwas azotowy wodą w stosunku 1 : 1.

A oto dwa przepisy na przygotowanie kąpieli do alodynowania:

1) bezwodnik kwasu chromowego CrO_3 — 12 g
kwas fosforowy stężony H_3PO_4 — 73 g
fluorek sodu, NaF — 4 g
woda do objętości — 1 dm³

Kąpiel ogrzej do 42—46°C i zanurz w niej przedmioty na 1—2 minuty. Alodynowane przedmioty musisz stale poruszać.

2) dwuchromian potasu $K_2Cr_2O_7$ — 23 g
kwas fosforowy stężony H_3PO_4 — 180 g
fluorokrzemian sodu Na_2SiF_6 — 3 g
fluorek sodu NaF — 2,5 g
woda do objętości — 1 dm³

W 500 cm³ wody rozpuść dwuchromian potasu, osobno w 200 cm³ wody fluorek sodu i fluorokrzemian sodu. Oba roztwory zlej razem, dodaj kwas fosforowy i całość dopełnij wodą

do objętości 1 dm^3. Kąpiel tę ogrzej do 50°C i trzymaj w niej przedmiot, często mieszając, przez 1 godzinę.

Po wyjęciu z kąpieli do alodynowania, przedmioty powinny mieć barwę zieloną z odcieniem żółtym, szarym lub niebieskim. Trzeba je bardzo dokładnie opłukać pod bieżącą wodą i zanurzyć na pół minuty do wodnego 0,1% roztworu bezwodnika kwasu chromowego ogrzanego do 50°C. Zabieg ten ma na celu uszczelnienie i utrwalenie wytworzonej powłoki alodynowej.

Teraz pozostaje już nam tylko przedmioty wypłukać, wysuszyć i, jeżeli nie będziesz ich od razu malować, bardzo lekko natłuścić, najlepiej pokostem albo olejem lnianym.

Ponieważ wiem, jak trudno Ci będzie zdobyć potrzebny fluorek sodu, podaję jeszcze dwa inne przepisy na kąpiele i metody alodynowania aluminium.

Przygotowane w podany już sposób przedmioty aluminiowe zanurz na 10 minut do kąpieli o temp. 90°C o składzie:

węglan sodu Na_2CO_3	45 g
chromian sodu Na_2CrO_4	15 g
wodorotlenek sodu	20 g
woda do objętości	1 dm^3

lub

trójtlenek chromu CrO_3	3,5 g
fluorokrzemian sodu Na_2SiF_6	3,5 g
woda do objętości	1 dm^3

Temperatura kąpieli ok. 30°C, czas utleniania 10 minut.

Po utlenieniu przedmiotu w jednej z właśnie podanych kąpieli, w celu uszczelnienia przedmiot zanurz na 20 minut do ogrzanego do 90°C 2% wodnego roztworu szkła wodnego.

Jak już mówiłem, tak uzyskane powłoki nie są specjalnie atrakcyjne, ale za to długo i skutecznie potrafią chronić alumi-

niowy przedmiot przed korozją, no i wiążą się doskonale z lakierami, a tym samym umożliwiają Ci trwałe lakierowanie aluminium i jego stopów.

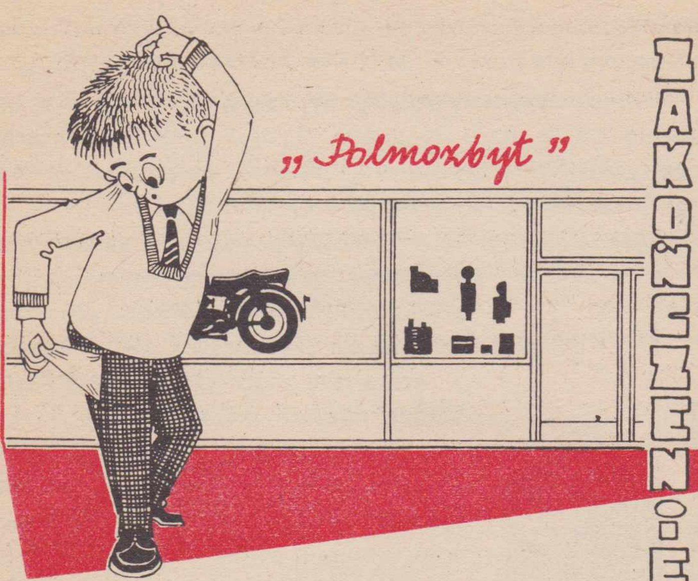
*

Aby już zamknąć ten rozdział poświęcony elektrolitycznemu anodowemu utlenianiu, wspomnę jeszcze, że ten sam proces znalazł też zastosowanie w chemii organicznej.

I tak na przykład poprzez anodowe utlenianie glikozy produkowany jest na skalę przemysłową kwas glikonowy, a drogą też anodowego utleniania antracenu powstaje podstawowy surowiec do syntez barwników — antrachinon.

I to już byłoby wszystko.

ZAKOŃCZENIE



Tyle już Ci powiedziałem, a mimo to coś jeszcze znajdzie się do wyjaśnienia.

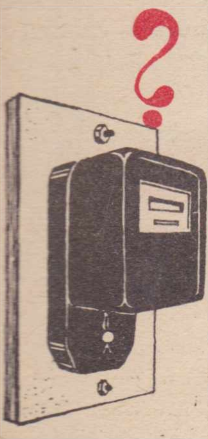
Zacznijmy od źródeł prądu stałego.

Otóż w sklepach pojawiają się tzw. baterie campingowe. Bateria taka jest po prostu suchym ogniwem Leclanche'go o dużej pojemności. Pojemność baterii campingowej wynosi bowiem 40 Ah, dostarcza ona napięcia — 6 V. Nie da się zaprzeczyć, że jednorazowo jest to wydatek duży. Jednak w sumie, jeśli nie masz transformatorka i prostownika, taniej jest raz nabyć taką

baterię, niż wielokrotnie dokupować małe i szybko wyczerpujące się okrągłe bateryjki do latarek kieszonkowych.

Przelicz — z baterii campingowej możesz czerpać prąd o natężeniu 0,4 A przez 90 godzin. Tych samych ilości energii elektrycznej dostarczyć Ci mogą 32 sztuki połączonych równolegle i szeregowo okrągłych bateryjek 1,5 V.

Jeżeli Twoje możliwości finansowe pozwalają na kupno motocyklowego akumulatora ołowiowego o pojemności 7 Ah, to możesz go nabyć w sklepach „Polmozbytu" oraz sklepach z akcesoriami motoryzacyjnymi. W tych samych sklepach możesz kupić 6 V akumulator motocyklowy o pojemności 14 Ah. Uważam, że właśnie takiej wielkości akumulator, umożliwiający pobieranie prądu o natężeniu już ponad 1 A, byłby do Twoich celów najodpowiedniejszy.



Teraz jeszcze jedna zupełnie inna sprawa.

Jestem ciekaw, czy zdajesz sobie sprawę z ilości energii elektrycznej, jaką pochłaniają Twoje doświadczenia? Musisz się przecież liczyć z taką ewentualnością, że ktoś z domowników zapyta Cię wręcz:

— A jaki to będzie rachunek za światło po tych Twoich eksperymentach?

Przyjmijmy, że ładujesz 6 V akumulator prądem o natężeniu 0,5 A przez 10 godzin. Mnożąc napięcie przez natężenie płynącego prądu otrzymasz zużywaną moc w watach:

$$0{,}5\,A \cdot 6\,V = 3\,W$$

W przeciągu 10 godzin do akumulatora dostarczasz:

$$3\,W \cdot 10\,h = 30\,Wh \text{ (watogodzin)}$$

Jednak zarówno Twój transformator, jak też i prostownik nie pracują za darmo. Powstające w nich straty są niewielkie, my jednak potraktujemy je z zapasem ponad 50%, czyli do naszych 3 W na godzinę dodamy jeszcze aż 2 W, a wówczas mamy 5 Wh. W sumie po 10 godzinach ładowania akumulatora zużyjesz

$$5 \cdot 10 = 50\,Wh$$

czyli tyle, ile zużywa w ciągu godziny przeciętna żarówka.

Z czystym więc sumieniem możesz zapewnić, iż Twoje doświadczenia elektrochemiczne nie wpłyną prawie zupełnie na wysokość rachunku za energię elektryczną.

Gdy książeczka ta trafi do Twoich rąk, ja pracować już będę nad następną.

Na podstawie analizy otrzymywanych listów widzę, że zarówno Ty, jak i Twoi młodsi Koledzy, macie duże kłopoty z urządzeniem i wyposażeniem własnego domowego laboratorium chemicznego. Dlatego też przygotowuję nowe wydania książeczek opisujących właśnie te sprawy. Nadałem im tytuł: „Moje laboratorium" cz. I i cz. II.

Podałem Ci w nich rady, w jaki sposób zorganizować domowe laboratorium chemiczne oraz w co je wyposażyć. Znajdziesz więc wskazówki potrzebne do samodzielnego wykonania statywu, palnika gazowego, jak też i wykonania wielu odczynników, a potem doświadczeń z nimi.

Chciałbym też, aby książeczki „Moje laboratorium" były dla Ciebie i innych entuzjastów eksperymentu czymś w rodzaju malutkiej encyklopedii prostych haseł z dziedziny chemii.

Mam więc przed sobą dużo pracy, ale chyba nie więcej niż Ty przy przeprowadzaniu nowych doświadczeń z elektrochemii. W tej sytuacji nie marnujmy obaj cennych chwil. Życzę Ci powodzenia i... do następnego spotkania.



Tabela 1

Sole nieorganiczne do jednostopniowego barwienia powłok tlenkowych na aluminium

Nazwa soli	Wzór chemiczny	Barwa otrzymanej powłoki
Szczawian amonowo-żelazowy	$(NH_4)_3Fe(C_2O_4)_3 \cdot xH_2O$	złota
Dwuchromian potasu	$K_2Cr_2O_7$	żółta lub pomarańczowa
Azotan miedzi(II) + nadmanganian potasu	$Cu(NO_3)_2 + KMnO_4$	czarna
Siarczan miedzi(II)*	$CuSO_4$	jasnoniebieska
Siarczan niklu(II)*	$NiSO_4$	jasnozielona
Siarczan manganu(II)*	$MnSO_4$	jasnoczerwona

* Stosowanie tych soli wymaga bardzo dokładnego uszczelniania zabarwionych powłok.

Tabela 2

Sole do barwienia dwustopniowego powłok tlenkowych

Nazwa soli do kąpieli 1 i 2	Wzory chemiczne	Barwa otrzymywanej powłoki
1. octan ołowiu(II) 2. siarczan sodu	$Pb(CH_3COO)_2$ Na_2SO_4	biała
1. octan ołowiu(II) 2. chromian potasu	$Pb(CH_3COO)_2$ K_2CrO_4	żółtopomarańczowa
1. octan kadmu(II) 2. siarczek amonu	$Cd(CH_3COO)_2$ $(NH_4)_2S$	żółta

c.d. tabeli 2

Nazwa soli do kąpieli 1 i 2	Wzory chemiczne	Barwa otrzymywanej powłoki
1. azotan srebra 2. dwuchromian potasu	$AgNO_3$ $K_2Cr_2O_7$	brązowa
1. siarczan miedzi(II) 2. żelazocyjanek potasu	$CuSO_4$ $K_4[Fe(CN)_6]$	brązowa z odcieniem czerwonym
1. octan ołowiu(II) 2. siarczek amonu	$Pb(CH_3COO)_2$ $(NH_4)_2S$	ciemnobrązowa
1. azotan kobaltu(II) 2. nadtlenek wodoru	$Co(NO_3)_2$ H_2O_2	ciemnobrązowa
1. siarczan żelaza(III) 2. żelazocyjanek potasu	$Fe_2(SO_4)_3$ $K_4[Fe(CN)_6]$	niebieska
1. octan kobaltu 2. siarczek sodu	$Co(CH_3COO)_2$ Na_2S	czarna

SŁOWNICZEK WAŻNIEJSZYCH POJĘĆ

Anion, jon ujemnie naładowany. Podczas elektrolizy roztworu anion wędruje do anody. Rozróżniamy aniony proste, np. Cl^-, S^{2-}, złożone, np. CO_3^{2-}, SO_3^{2-}.

Anoda, elektroda pobierająca z roztworu ładunki ujemne (elektrony). Na anodzie przebiegają procesy utleniania. W ogniwach elektrycznych i akumulatorach pracujących jako źródła prądu, anoda jest elektrodą ujemną: w akumulatorach i innych układach pobierających prąd stały anoda jest elektrodą połączoną z dodatnim biegunem źródła prądu.

Akumulatory, ogniwa elektryczne, których substancje zużywane w procesie wytwarzania energii elektrycznej (rozładowania) są odtwarzane, gdy przez akumulator przepuszczony zostanie prąd elektryczny w kierunku odwrotnym (ładowanie). Akumulatory stosowane są dzięki temu jako zbiorniki energii elektrycznej. Najbardziej rozpowszechnionymi są akumulatory ołowiowe oraz zasadowe (żelazo-niklowe lub niklowo--kadmowe).

Dysocjacja elektrolityczna, reakcja rozkładu, w wyniku której z obojętnych cząsteczek powstają dodatnio i ujemnie naładowane jony. Proces ten przebiega w odpowiednim rozpuszczalniku np. w wodzie, a ulegają mu cząsteczki rozpuszczonych elektrolitów. Dysocjacja elektrolityczna może być zupełna (mocne elektrolity) lub częściowa (słabe elektrolity). Wytworzone wskutek dysocjacji elektrolitycznej jony sprawiają, że roztwory elektrolitu przewodzą prąd elektryczny.

Elektroda, końcowy element doprowadzający prąd do elektrolitu. Elektroda, z której wychodzą ładunki ujemne, nazywana jest katodą, a pobierająca te ładunki — anodą.

Elektrolity, substancje, które po rozpuszczeniu w odpowiednim rozpuszczalniku, a niekiedy po stopieniu, ulegają dysocjacji elektrolitycznej i wskutek tego w stanie ciekłym lub w roztworze przewodzą prąd elektryczny. Do elektrolitów należą kwasy, zasady i sole.

Elektroliza, rozkład elektrolitu rozpuszczonego lub stopionego pod wpływem przepływu prądu elektrycznego. Przepływ prądu elektrycznego w roztworze elektrolitu związany jest z ruchem jonów; w pobliżu elektrod następują procesy: utleniania w pobliżu anody oraz redukcji w pobliżu katody.

Eloksalacja, anodowe utlenianie aluminium.
Podczas eloksalacji aluminiowa anoda w wyniku utleniania pokrywa się warstewką tlenku Al_2O_3. Warstewka Al_2O_3 jest silnie porowata i dlatego daje się łatwo barwić barwnikami organicznymi lub pigmentami nieorganicznymi. Anodowe utlenianie aluminium prowadzi się w wodnych roztworach kwasu siarkowego. Powłoka tlenkowa po uszczelnieniu jest bardzo twarda i odporna na korozję.

Jony, atomy lub grupy atomów obdarzone dodatnim bądź też ujemnym ładunkiem elektrycznym pochodzącym z utracenia lub przyłączenia elektronów.

Kation, jon dodatnio naładowany. W czasie elektrolizy roztworów kationy wędrują do katody.

Katoda, elektroda doprowadzająca do układu ładunki ujemne. W roztworach jest to elektroda, na której przebiegają procesy redukcji. W galwanoplastyce jony metali są redukowane do metalu na katodzie.

Kwasy, związki które w czasie dysocjacji elektrolitycznej dysocjują na jony wodorowe (H^+) i charakterystyczne dla danego kwasu aniony, tzw. reszty kwasowe. Do kwasów zalicza się również związki, które, choć nie ulegają dostrzegalnej dysocjacji na jony, mają w cząsteczce atom wodoru, który można zastąpić metalem.

Ogniwa elektryczne. Ogniwa galwaniczne umożliwiają zamianę energii chemicznej na energię elektryczną. Praca ogniw galwanicznych, w przeciwieństwie do akumulatorów, jest nieodwracalna. Ogniwa galwaniczne składają się z dwu elektrod metalicznych lub węglowych zanurzonych w elektrolicie. Najbardziej znanymi ogniwami galwanicznymi są ogniwa Leclanche'go, Bunsena, Volty.

Zasady, substancje które w roztworach wodnych ulegają dysocjacji elektrolitycznej na ujemne jony wodorotlenowe (OH^-) i dodatnie jony metalu np.: wodorotlenek potasu K^+OH^-, sodu Na^+OH^-, wapnia Ca^{2+} $2OH^-$.

SPIS ROZDZIAŁÓW

Cena zł 195,—

ISBN 83-02-02936-X